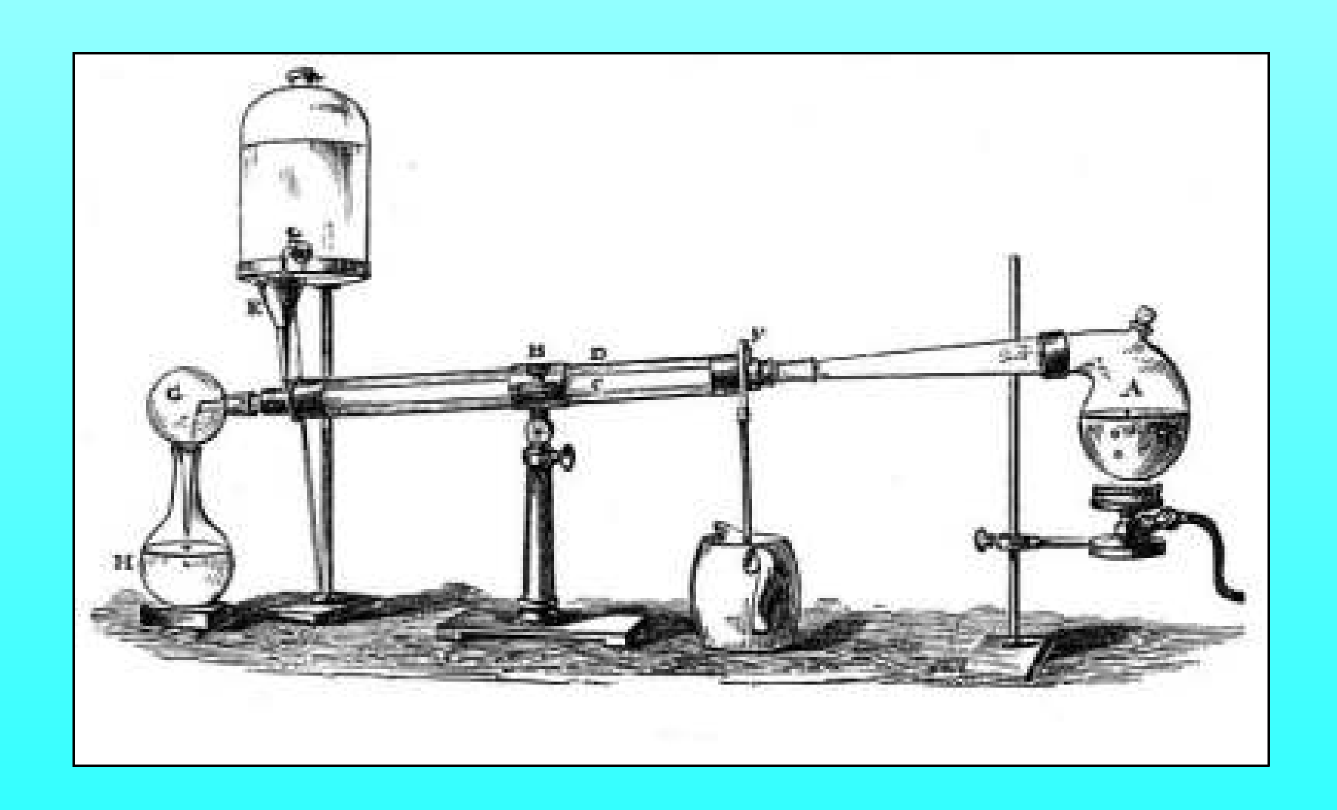
COMPLEMENT

à mon

Guide de Chimie Pratique Sérieuse Mais Amusante

(Dont l'édition définitive date de 2017)



Marc HALLET



PAGE BLANCHE

A Vincent Escande,

en le remerciant d'avoir attiré mon attention
sur les possibilités expérimentales
que pouvaient offrir
le titane, le tungstène et le molybdène.

PAGE BLANCHE

COMPLEMENT

à mon

Guide de Chimie Pratique Sérieuse Mais Amusante

(Dont l'édition définitive date de 2017)

Marc HALLET

Cet ouvrage est diffusé gratuitement
pour le bénéfice intellectuel du plus grand nombre.
L’auteur en conserve néanmoins ses droits d’auteur.

**La mise en page prévue pour une lecture agréable
ne sera conservée que si le fichier PDF original est utilisé.**

Liège - Belgique
—chez l’auteur—
Juillet 2018

INTRODUCTION

Après avoir diffusé, en 2017, mon *Guide de chimie pratique, sérieuse mais amusante*, j'ai cru pouvoir lui adjoindre le complément que voici et qui contient la description d'autres expériences.

Ce complément est logiquement plus court que l'ouvrage principal et plus ramassé aussi au niveau des descriptions. Il est cependant peut être plus abondamment illustré.

Dans un but de simplification, j'ai renoncé à utiliser la classifications adoptée dans l'ouvrage principal et l'ai remplacée par une autre convenant mieux au format réduit du présent ouvrage.

Bonne lecture et bonnes expériences à tous !

EXPERIENCES AVEC DES GAZ

- L'expérience de l'analyse de l'air telle que je l'ai expliquée dans mon ouvrage de base peut être réalisée beaucoup plus simplement. Il suffit en effet de prendre un grand plat, assez profond, rempli d'eau et de faire flotter sur cette dernière une rondelle de liège. Sur ce flotteur, on pose ensuite une bougie plate du genre de celles qu'on utilise pour les chauffe-plats. Lorsque la bougie et la surface de l'eau sont bien stabilisées, on coiffe l'ensemble d'une grande cloche cylindrique descendue bien verticalement. La bougie brûle encore un peu puis s'éteint tandis que l'eau monte dans la cloche. On mesure aisément le volume de gaz restant dans la cloche et celui qui, par déplacement d'eau, a entretenu la combustion.



Illustration 1

- Bon nombre d'ouvrages parlent de l'hydrate de chlore en aiguilles jaune-verdâtre que l'on peut obtenir en refroidissant énergiquement de l'eau dans laquelle on fait barboter du chlore. On parle moins de l'hydrate de brome qui peut s'obtenir d'une manière plus simple. Il suffit de faire une eau de brome bien concentrée, de couleur rouge sang, en faisant digérer plusieurs jours du brome dans de l'eau. Au moment de faire l'expérience, on sépare le brome de l'eau de brome et on verse celle-ci dans une éprouvette munie d'un bouchon à visser. On place ensuite cette éprouvette au surgélateur et on surveille de manière à ce que la totalité de la masse ne se prenne pas en un solide. Un moment donné, on voit qu'une masse rouge se sépare du liquide pour tomber au fond ou s'accrocher aux parois tandis qu'un liquide jaune-orangé surnage. Cette masse est de l'hydrate de brome rouge.

- Dans un tube, genre tube à boule, on place du chlorure de cuivre II sec. En faisant barboter de l'air dans un flacon contenant une solution concentrée de HCl, on fait passer dans ce tube un mélange d'air et de gaz HCl. En même temps, on chauffe modérément le chlorure et on recueille le gaz sortant dans un drechsel où l'on a mis trois centimètres d'eau. Le chlorure de cuivre devient brun. Après une minute ou deux, on arrête l'expérience et on laisse refroidir le tube. On prépare ensuite deux éprouvettes contenant chacune un peu d'encre bleue ordinaire dissoute dans de l'eau distillée. Dans la première, on verse une goutte ou deux de HCl en solution concentrée. L'encre bleuit davantage. Dans la seconde, on verse un peu de l'eau contenue dans le drechsel. L'encre se décolore. On verse ensuite de l'eau du drechsel dans la première éprouvette. Le liquide se décolore également. On a ainsi montré la formation de Cl_2 qui s'est dissout dans l'eau du drechsel (odeur d'ailleurs caractéristique).

- Dans un tube réfractaire, on place un mélange très homogène d'alumine et de poudre de charbon de bois. On le chauffe au rouge en y faisant passer du chlore. Dans un récipient refroidi, on recueille ainsi une poudre blanche très soluble dans l'eau qui est du chlorure d'aluminium anhydre.

- Dans un tube réfractaire en alumine, on place un mélange homogène de dioxyde de titane et de carbone pulvérulent. On le chauffe au rouge en y faisant passer du chlore. Il s'agit là d'une expérience classique décrite dans divers manuels et qui permet de recueillir, en principe, dans un flacon bien refroidi, du chlorure de titane $TiCl_4$ liquide et incolore. Cependant, comme il arrive parfois, ce que l'on obtient au final peut varier beaucoup en fonction de plusieurs paramètres. C'est ainsi que dans son dictionnaire de chimie, Wurtz signalait déjà que le liquide pouvait apparaître jaune du fait qu'il pouvait contenir du chlore dissout. Mais j'ai pu observer aussi la formation d'une abondante poudre jaune qui ne se forme pas quand on substitue de l'air au chlore ou qu'on refait l'expérience sans ajouter du carbone. Cette poudre jaune semble être un oxychlorure d'un type peu étudié.

-Dans une éprouvette de +/- 25 mm de diamètre et de 25 cm de long remplie de gaz CO_2, on place un morceau de phosphore jaune gros comme un demi pois. Ensuite, on bouche l'éprouvette par un bouchon à deux trous dont un laisse passer un tube en verre s'arrêtant +/- 5 cm au-dessus du phosphore. Par ce tube, on fait passer du chlore. On observe d'abord des fumées blanches puis le phosphore s'enflamme. Selon le rapport de quantité entre le chlore et le phosphore, on obtient au final soit un liquide, soit un solide qui, avec l'eau, produisent d'abondantes fumées blanches.

- On fait arriver ensemble NH_3 sec et CO_2 sec dans une solution saturée de sel de cuisine. Progressivement, et surtout après refroidissement, le liquide se trouble par formation de bicarbonate de soude.

- Dans un drechsel, on verse une solution de chromate de potassium jaune qu'on acidifie aussitôt avec HCl. La coloration passe alors du jaune à l'orange. On y fait ensuite barboter du SO_2. Rapidement, la couleur du liquide se modifie. Elle devient d'abord brunâtre, puis passe au vert olive opaque et, enfin au bleu canard bien limpide.

- Dans un drechsel contenant une solution jaune de chromate de potassium, on fait passer longtemps à refus du NO jusqu'à ce que le liquide mousse. Il se colore d'abord en orange, puis en brun, puis en noir et, enfin, en mauve. Après avoir chassé le NO qu'il contenait encore en y faisant passer une grande quantité d'air, on constate que le liquide est en fin de compte de couleur bleue. Si on y verse HCl, ou une solution aqueuse de ferrocyanure de potassium ou encore de ferricyanure de potassium, on obtient à chaque fois d'autres couleurs (vert olive, magenta etc), variables selon les quantités et le temps pendant lequel se prolonge la réaction.

- Dans un grand drechsel, on verse de l'eau très légèrement alcaline et du bleu de bromothymol qui colore le nliquide en bleu. On y fait ensuite barboter du NO. La coloration du liquide passe immédiatement au jaune ou jaune orangé par formation d'acide.

- On fait arriver du chlorure de chromyle sur de l'urée. Celle-ci semble fondre en un liquide incolore. Puis, laissée à l'air libre, cette substance devient jaune verdâtre et donne un liquide vert en solution aqueuse.

EXPERIENCES AVEC DES METAUX ET DES METALLOIDES

SODIUM :

- Nombreux sont les livres de chimie qui signalent que le sodium mis en contact, à froid, avec le chlore, s'enflamme et forme du chlorure de sodium. Cela ne se produit réellement que si le sodium a été divisé en très petits fragments. Sinon, c'est lentement que du chlorure de sodium se forme à la surface du métal. Pour le constater, on place un morceau de sodium gros comme un petit pois sur un lit de sable placé au fond d'un grand flacon (2 L ou plus) préalablement rempli de CO_2. On remplit ensuite le flacon de chlore avant de le boucher à l'aide d'un verre de montre.

- On prépare un mélange NO + NO_2 donnant du N_2O_3 en faisant tomber goutte à goutte de l'acide sulfurique concentré dans une solution de nitrite de sodium et on fait ?couler" ce mélange dans un grand flacon où on glisse ensuite, au bout d'un fil de cuivre, un petit creuset en porcelaine contenant un morceau de sodium gros comme un pois et préalablement bien chauffé à la flamme d'un bunsen. On observe une combustion modérée du sodium.

- Dans une éprouvette en verre borosilicaté de taille ordinaire, on place un fragment de sodium gros comme un pois ainsi qu'un fragment identique d'anhydride chromique. On fixe à un pied métallique placé en plein air et on chauffe à la flamme du chalumeau. On observe d'abord quelques fumées blanches, puis, soudain, une flamme jaune intense. Attention : il peut y avoir des projections hors du tube. On laisse refroidir. Ensuite, très prudemment (car il peut rester du sodium) on ajoute de l'eau. Cette dernière se colore en jaune-vert du fait de la présence d'oxyde de chrome en fines particules.

TITANE :

- On fait passer du chlore bien sec dans un tube en verre borosilicaté où l'on a placé un peu de titane que l'on chauffe à l'aide d'un bec mecker ou d'un bon bunsen. Ce tube est réuni à un flacon lui-même raccordé à un tube conduisant à l'air libre. On voit le titane devenir rougeoyant tandis que des fumées blanches se dégagent. Si l'on cesse de chauffer et que l'on ouvre le tube et le flacon récepteur à l'air libre, de fortes fumées blanches se dégagent alors pendant encore un bon moment.

- De la poudre de titane, chauffée dans HCl concentré, donne un liquide d'abord mauve-violet puis, par concentration du sel formé, d'un magnifique bleu persan. C'est du chlorure de titane TiCl3 en solution chlorhydrique. Dilué dans l'eau, le liquide bleu persan devient mauve. Si on y ajoute de l'eau oxygénée, il vire immédiatement à l'orange ou au rouge sang, selon la concentration. Au fil du temps, le liquide mauve-violet devient tout-à-fait incolore. Si on y verse goutte à goutte de l'ammoniaque, il se forme d'abord un précipité bleu qui devient blanc dans un excès. Ce précipité, dilué dans l'eau et chauffé dans une coupelle, donne un sel blanc d'hydroxyde. Si, dans la solution chlorhydrique incolore de chlorure de titane on place un morceau d'antimoine, rien ne se passe ni à froid ni à chaud.

- Si on chauffe du titane dans un tube en verre borosilicaté dans lequel on fait passer un courant de CO_2, on constate que le titane devient rougeoyant puis change de couleur. A son refroidissement, le métal présente différents tons allant du jaune orangé au bleu outremer (voir illustration 2).



Illustration 2

- On place une éprouvette verticalement dans une pince fixée à un statif et on y verse un petit centimètre de brome liquide. Par-dessus, on verse une pincée comme un demis pois de titane en poudre. On chauffe légèrement au bunsen et, dès que l'on entend un léger crépitement on coupe la flamme. Alors, des étincelles apparaissent, d'abord à la surface du liquide puis elles s'élancent en virevoltant dans l'éprouvette. Tandis qu'une épaisse fumée jaune-orange plus lourde que l'air se dégage, la réaction devient de plus en plus vive jusqu'à sa cessation complète (voir illustration 3).

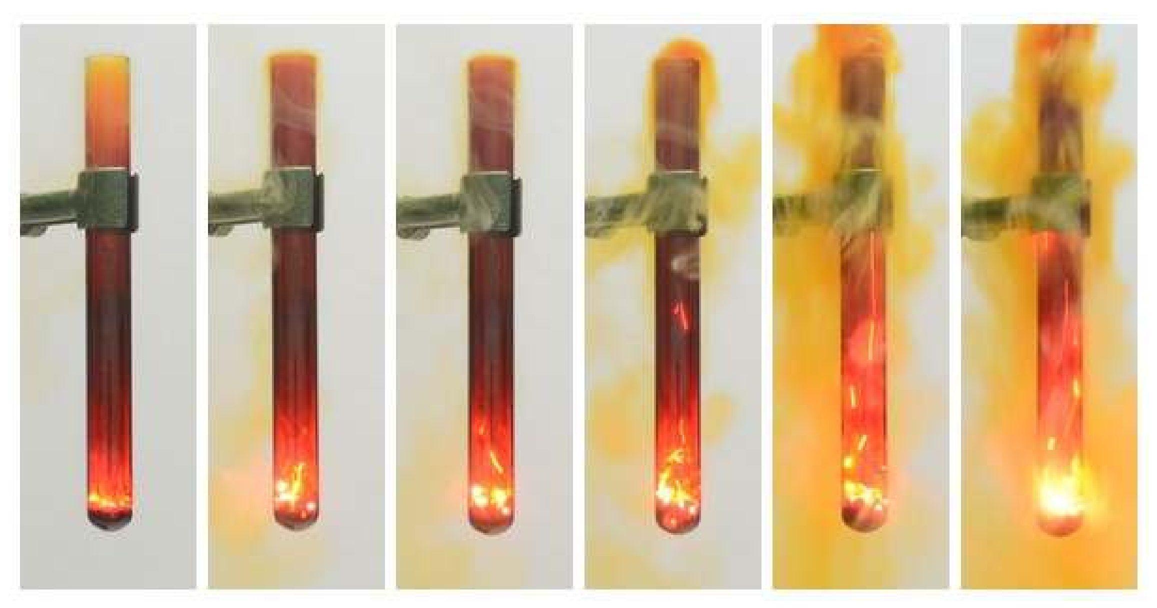


Illustration 3

- De la poudre de titane, chauffée dans l'acide nitrique concentré, ne donne aucune réaction apparente.

- Par des moyens classiques, on remplit d'oxygène un flacon d'au moins 2 L. Dans un petit creuset en porcelaine maintenu dans une anse en cuivre se prolongeant ensuite verticalement par une tige recourbée d'une vingtaine de centimètres, on place un peu de poudre de titane qu'on chauffe au rouge à la flamme du chalumeau. Ceci fait, en tenant le creuset par la tige, on le plonge dans le flacon d'oxygène. Le titane s'enflamme alors avec une flamme éblouissante blanche ressemblant fortement à la flamme que donne le magnésium dans les mêmes circonstances (Illustration 4).



Illustration 4

- Chauffée légèrement avec de l'acide sulfurique concentré, la poudre de titane donne d'abord un dégagement gazeux tandis que le liquide se colore en mauve transparent. Ensuite, le dégagement cesse et le liquide devient bleu berbeau opaque. Après repos, on obtient un dépôt bleu berbeau surmonté d'un liquide brunâtre. Avec un acide légèrement dilué, on obtient un dépôt important plutôt mauve. Si au dépôt bleu encore mélangé de H_2SO_4 on ajoute HCl concentré, on obtient d'abord un fort dégagement de HCl gazeux (réaction entre les deux acides) puis le liquide retrouve lentement la couleur mauve de départ. En revanche, si on y ajoute HNO_3 concentré, le liquide s'éclaircit en l'espace d'une minute à peine et ne laisse qu'un liquide transparent légèrement coloré en jaune par NO_2. Cependant, si on travaille sur une masse importante de dépôt mauve, autant que possible séparée de H_2SO_4 et donc, pour la cause, presque compacte, et qu'on y ajoute peu de HNO_3 concentré, le liquide devient vert en moins d'une minute et il n'y a qu'un faible dégagement de NO_2. Si le titane est traité au départ par de l'acide plus fortement dilué, le dégagement gazeux est plus durable et le liquide devient mauve tout en restant bien transparent. De l'ammoniaque, versée dans ce liquide mauve, donne un précipité bleu qui blanchit en quelques minutes. Dans le même liquide mauve, une solution de ferrocyanure ou de ferricyanure de potassium donnent toutes deux d'abord un changement de couleur (jaune) puis un précipité jaune. Une solution de sulfure d'ammonium y donne, quant à elle, un précipité verdâtre. Au contact d'une solution d'acide oxalique le liquide mauve passe au jaune foncé. Une solution chlorhydrique de trichlorure d'antimoine décolore complètement la solution mauve tandis que l'eau oxygénée lui donne une coloration rouge sang. Une lame de zinc, plongée dans la solution sulfurique mauve, provoque aussitôt un dégagement d'hydrogène et la formation d'un précipité brun puis noir. En revanche, du fer en poudre provoque simplement un dégagement d'hydrogène tandis qu'une lame de cuivre reste sans effet. Si, dans la solution sulfurique mauve de sulfate de titane on place un morceau d'antimoine, rien ne se passe à froid. A chaud le liquide devient laiteux, puis laisse déposer un précipité blanc. Il faut noter que la solution sulfurique mauve ne se conserve pas. Au fil des semaines, elle se décolore tandis qu'un dépôt blanc se fixe sur les parois du flacon.


Illustration 5

- Dans trois petites éprouvettes d'un diamètre de +/- 8mm, on verse 2 mm d'épaisseur de poudre de titane. Ensuite, dans la première, on verse une quantité égale d'oxyde de plomb PbO. Dans la seconde, on verse une quantité égale de CuO et, dans la troisième, une quantité égale de permanganate de potassium. Ensuite, on chauffe chacune d'elles au chalumeau. Une réaction très violente, avec flamme et incandescence, se produit successivement dans chacun des tubes, au point que le verre fond en partie. De gauche à droite sur l'illustration 5, on peut voir l'éprouvette qui contenait PbO, celle qui contenait CuO et celle qui contenait $KMnO_4$. Les teintes jaune, rouge et bleue renvoient aux différents métaux ou leurs oxydes.

MOLYBDENE :

- Si on fait passer un courant de chlore bien sec dans un tube borosilicaté et dans lequel on a mis un peu de molybdène qu'on chauffe à la flamme d'un bec mecker, on voit rapidement se former des fumées d'un rouge brun. Si on cesse de chauffer et qu'on laisse refroidir, on découvre, en lieu et place du métal, un corps jaune et, là où se sont condensées les fumées, des tons allant du rouge au vert émeraude. Si ce tube est placé dans un flacon et qu'on fait couler de l'eau distillée sur ses parois internes, on voit alors apparaître des coulées d'un bleu encre tandis que de la fumée envahit le flacon. Le liquide se révèle être très acide et forme avec le nitrate d'argent un précipité blanc dont la couleur vire rapidement au mauve quand on le place au soleil. L'acide nitrique, l'eau oxygénée ou le sulfocyanure de potassium en solution aqueuse rendent très vite cette solution incolore. L'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique agissent de même mais moins rapidement. Pendant l'expérience, le tube contenant le métal doit bien entendu être raccordé à un système de dégagement des fumées vers l'extérieur.

- A chaud, avec H_2SO_4 concentré, un peu de poudre de molybdène donne un beau liquide bleu qui, si on continue à chauffer en agitant pour éviter la trop grande formation de SO_3, donne un liquide d'un beau vert émeraude. Si on laisse refroidir, le liquide redevient bleu. Si on chauffe à nouveau, il redevient vert. Si le liquide refroidi, bleu, est versé dans de l'eau distillée, il forme d'abord un liquide vert puis d'un très beau jaune or qui, progressivement, s'éclaircit. Versé goutte à goutte dans une solution de ferrocyanure de potassium, ce liquide donne rapidement une teinte brune assez sombre tandis que dans le sulfocyanure de potassium, il donne une teinte orangée devenant progressivement rouge. L'ajout de quelques gouttes de chlorure d'antimoine en solution chlorhydrique dans ces deux solutions colorées permet d'obtenir de belles colorations pistache et framboise qui ne sont que passagères puisque les précipités (réciproquement jaune et blanc) se déposent assez rapidement.

- Un peu de poudre de molybdène versée dans de l'eau de chlore enfermée dans un flacon bouchant bien et maintenu à l'ombre donne progressivement un beau liquide bleu ayant perdu son odeur de chlore, ayant un PH nettement acide et donnant encore le précipité caractéristique des chlorures avec le nitrate d'argent. Versé dans de l'eau, ce liquide reste bleu tout en s'éclaircissant. Si on y ajoute de l'acide nitrique, il se décolore complètement. L'eau oxygénée le décolore également mais une teinte légèrement verdâtre subsiste. Une solution de ferrocyanure de potassium versée dans la solution bleue donne un liquide vert. Une solution de ferricyanure la fait virer au rouge-brun après deux ou trois minutes. Selon les concentration adoptées, cette solution reste limpide ou il se forme progressivement un précipité rouge brique floconneux qui se dépose alors lentement. L'ammoniaque décolore également la solution bleue, mais pas entièrement. Un peu de poudre de zinc y mousse et provoque une décoloration. Une solution de sulfure de sodium produit une coloration verte.

- A froid, le molybdène réagit déjà avec l'acide nitrique concentré pour donner des vapeurs rutilantes et un liquide jaune. Si on chauffe, l'action devient plus forte, et un précipité blanc-jaunâtre de trioxyde se forme. Si on ne nettoie pas complètement l'éprouvette et qu'on ajoute HCl concentré, ce précipité se dissout déjà à froid, mais beaucoup plus vivement à chaud, avec dégagement de chlore (il se forme une véritable eau régale). Le liquide, jaune or, ainsi obtenu, et dilué, s'éclaircit avec NaOH, donne un précipité brun sale avec le sulfure de sodium et une belle coloration orange-rose avec le sulfocyanure de sodium.

- Chauffé dans l'acide nitrique étendu, le molybdène donne un liquide jaune puis couleur brique parce qu'il se forme un précipité qui se dépose ensuite.

- A chaud, avec l'acide iodique (HIO_3) en sol aqueuse, il y a dégagement d'iode et coloration du liquide en brun. L'acide iodique seul, chauffé, ne donne pas cette réaction.

- De l'eau distillée contenant du molybdène en poudre et dans laquelle où l'on a fait barboter un moment H_2S avant de fermer le flacon donne assez rapidement un liquide jaune sur lequel l'ammoniaque est sans effet mais que H_2O_2 décolore.

TUNGSTENE :

- Si on fait passer un courant de Cl_2 dans un tube en verre borosilicaté où l'on a placé un peu de tungstène et qu'on chauffe celui-ci, des fumées d'une couleur blanc-jaunâtre apparaissent. Si on laisse refroidir le tube et qu'on y fait couler un peu d'eau distillée, on recueille un liquide incolore neutre.

- Même à chaud, le tungstène ne réagit visiblement ni avec l'acide nitrique, ni l'acide chlorhydrique. Pas d'action visible non plus avec les acides acétique, oxalique ou tartrique.

- Il réagit très faiblement avec l'acide sulfurique concentré et bouillant.

- L'eau régale réagit avec lui à chaud. Après que le liquide ait éliminé les gaz et soit devenu très peu coloré, on laisse refroidir et, progressivement, il se trouble en se colorant en jaune citron. Puis le trioxyde jaune tombe au fond du tube. Ce trioxyde devient orange s'il est chauffé et redevient jaune ensuite. Il se dissout progressivement dans H_2O_2 ou NH_4OH en un liquide transparent.

- Chauffé avec des grains de NaOH, jusqu'à ce que le liquide mousse fortement, le tungstène donne un tungstate. Ce dernier, dilué dans l'eau, donne une couleur bleue lorsqu'on y fait tomber un peu de poudre de zinc et quelques gouttes de HCl. Si on le mélange à une solution nitrique de nitrate mercurique, on obtient un précipité jaune.

CHROME :

- A chaud, avec HCl concentré, un peu de poudre de chrome donne un beau liquide vert de protochlorure. Si ce liquide est versé goutte à goutte dans une solution de NaOH ou de ferricyanure de potassium, on n'observe rien de particulier. En revanche, dans une solution de ferrocyanure de potassium, on obtient immédiatement un précipité jaune verdâtre et dans une solution de sulfocyanure de sodium une coloration tirant vers le bleu ainsi que d'abondantes vapeurs blanches. Cette coloration vire ensuite progressivement vers le mauve-lilas.

- A froid, du chrome placé dans HCl dilué donne rapidement un dégagement d'hydrogène tandis que le liquide devient bleu azur du fait de la solution aqueuse de $CrCl_2$. Progressivement, cependant, la solution vire au vert paon. Si, dans le liquide final on place une feuille de zinc, cette dernière réagit d'abord avec l'acide pour donner un abondant dégagement d'hydrogène et le liquide change progressivement de couleur en virant davantage vers le bleu, voire le violet, pour enfin se décolorer progressivement à l'air. La feuille de zinc, elle, devient complètement noire.

- L'acide sulfurique concentré ne réagit pas à froid sur le chrome. A chaud, la réaction est brève puis cesse, le liquide se colorant légèrement en jaune sale. L'acide sulfurique dilué réagit, en revanche, déjà à froid. En chauffant, la réaction s'accélère encore. Le liquide devient bleu ciel, puis bleu canard. Après refroidissement, sa couleur passe au mauve-violet.

- Chauffée avec quelques grains de NaOH, un peu de poudre de chrome réagit et donne de l'hydrogène. Refroidi, ce qui reste dans l'éprouvette donne, avec de l'eau, une solution jaune de chromate de sodium.

ZINC :

- On plonge une lame de zinc dans une solution chlorhydrique de chlorure d'antimoine. La lame est attaquée et il y a dégagement de chlore. A la fin, une poudre noire subsiste : c'est de l'antimoine.

- On prépare une pâte assez compacte faite de poudre de zinc, de kieselgurhr et de tétrachlorure de carbone. On la place en l'étirant dans un petit plateau de porcelaine et on l'enflamme à un bout à l'aide d'un chalumeau. Cette pâte brûle alors de bout en bout en dégageant de fortes fumées blanches et laisse un résidu cendreux.

ALUMINIUM :

- Dans une éprouvette, on verse un peu d'une solution de chlorure de mercure II (peu soluble) puis, par-dessus, un peu de poudre d'aluminium. En plaçant l'oreille près de l'ouverture de l'éprouvette, on entend se dégager un gaz. Il se forme en effet un amalgame qui, au contact de l'eau, produit un dégagement d'hydrogène.

- On prend un ballon tricol de 500 ml dans lequel on place des boules de papier aluminium bien serrées. Compter +/- huit boules de 1 cm de diamètre. Sur les cols latéraux de ce ballon, on monte deux entonnoirs à robinet. Dans le premier on place une solution de NaOH et dans le second une solution de nitrate de potassium. Le troisième col accueille un bouchon laissant passer un tube qu'on relie à un drechsel modifié posé sur un agitateur magnétique. Le tube de ce drechsel ne doit en effet pas plonger dans l'eau qui y a été versée au préalable, mais s'ouvrir à +/- 2 centimètres au-dessus de sa surface. On a pris soin d'ajouter à cette eau deux ou trois gouttes de phénolphtaléine. Le tube de dégagement du drechsel est relié à une hotte ou tout autre système de dégagement adapté aux gaz. On commence par faire couler la solution d'hydroxyde sur les boules d'aluminium. On n'en verse pas trop car si la réaction est lente, au début, elle s'emballe ensuite. Lorsque la réaction, très exothermique, commence à s'emballer, on ouvre le second entonnoir à robinet afin de faire couler un peu de la solution de nitrate de potassium. On constate alors que l'eau du flacon témoin prend une belle couleur témoignant d'un PH très alcalin. On pourra vérifier ensuite que cette eau s'est chargée en gaz ammoniac, lequel s'est dégagé en présence de l'hydrogène naissant. Le drechsel peut évidemment être remplacé par n'importe quel type de flacon muni d'un bouchon à deux trous, l'un pour la sortie des gaz et l'autre pour son entrée. D'aucuns pourraient objecter que la réaction très exothermique est susceptible de générer une sorte d'aérosol de NaOH en solution qui pourrait aboutir dans le drechsel et fausser les résultats de l'expérience. Un piège à froid destiné à retenir l'éventuel aérosol alcalin formé peut en conséquence être intercalé entre le

drechsel et le ballon tricol. On peut ainsi constater que la réaction est bien telle que décrite ci-dessus.

Qu’est-ce qu’un piège à froid ?

Un piège à froid se présente un peu comme un drechsel qui serait privé de pied et dont la parois extérieure, en verre mince, est destinée à être plongée dans un mélange réfrigérant.

MAGNESIUM :

Dans un creuset en porcelaine, on mélange intimement 4 gr de phosphate de calcium avec 2 gr de poudre de magnésium. On fait ensuite chauffer le creuset, ouvert, sur un trépied en se tenant à distance de deux à trois mètres, le but étant d’obtenir un phosphure de magnésium capable de réagir avec l’eau pour former de la phosphine. Il est prudent d’incliner légèrement le creuset de telle sorte que son ouverture soit à l’opposé des observateurs. Après que la substance se soit légèrement boursouflée, il devrait y avoir une vive incandescence et formation du phosphure. Pour ma part j’ai constaté une forte explosion qui a envoyé tout le contenu du creuset à plusieurs mètres de distance. A ne surtout pas tenter avec davantage de matière !

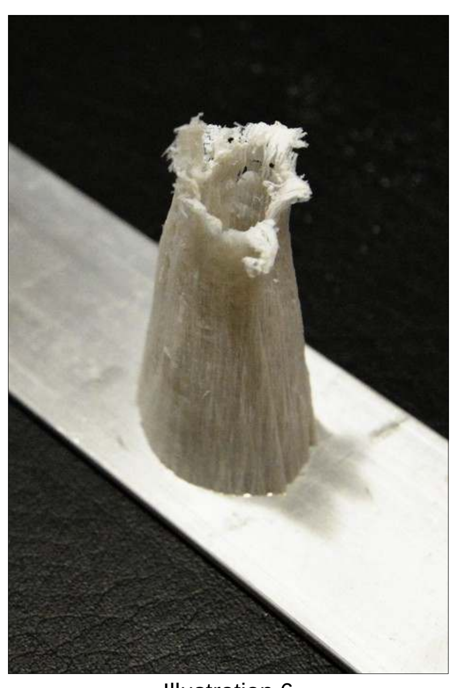
CADMIUM :

- Dans une éprouvette pouvant être fermée par un bouchon à vis, on place un morceau de cadmium, un peu d’eau et de l’iode. On ferme le flacon et on attend quelques jours en agitant de temps à autre. Au final, il n’y a plus aucune trace d’iode et le liquide est tout-à-fait incolore. L’iodure formé s’y trouve en solution ce qui peut être aisément constaté en y laissant tomber une goutte de H_2O_2 qui libère l’iode.

MERCURE :

- Dans une éprouvette, on place deux ou trois gouttes de mercure. On verse par-dessus de l’eau bromée puis on agite, sans chauffer. Progressivement, l’eau bromée perd sa couleur tandis qu’une poudre fine, grise, se dépose. La réaction est d’autant plus rapide que l’ensemble est fortement secoué. En théorie il ne se forme qu’un seul bromure ; mais pratiquement, par hydrolyse, il se forme sans doute deux types de bromures.

- Prendre une plaque d’aluminium de 2 mm d’épaisseur à peu près et mesurant au minimum 3 x 4 cm. Au moyen d’une foreuse et d’une mèche à métaux de 8mm de diamètre, y forer un « cratère » en prenant bien soin de ne pas percer la plaque. Bien nettoyer puis déposer une ou deux gouttes de mercure au centre du « cratère. » Après plus d’un quart d’heure, on constate que rien ne se passe. Retirer le mercure et déposer dans le « cratère » quelques gouttes de HCl dilué en prenant soin de dépasser un peu le bord du « cratère. » Attendre que la réaction commence en formant de petites bulles partout sous la surface de l’acide, ce qui provoque un changement de coloration à la surface du métal. Eponger aussitôt à l’aide d’un essuie-tout puis déposer à nouveau du mercure dans le « cratère. » Après quelques minutes déjà on voit apparaître, sur le bord du mercure, de minces filaments blancs tirant sur le gris. Après une heure ou deux, une véritable cheminée creuse, formée de très fins filaments légers blancs s’est formée, pouvant atteindre une taille de 8 à 10 cm (voir illustration 6). Cette cheminée finit par s’effondrer sous son propre poids ou à cause d’un léger courant d’air. On en récupère la substance et on la dilue dans l’eau sur laquelle on peut faire réagir divers réactifs classiques. Avec l’ammoniaque, par exemple, on obtient un précipité d’hydroxyde


Illustration 6

qui ne se forme pas avec l'hydroxyde de sodium en solution. Avec une solution de ferrocyanure de potassium, rien ne se passe en apparence, mais, très lentement, le liquide se trouble puis apparaît un précipité. Selon les concentration, il peut être blanc ou colorer le liquide d'abord en vert puis en bleu (ce qui peut prendre deux jours entiers).

- Dans un long tube en verre peu fusible, on place deux nacelles en porcelaine contenant, la première, de l'iode et, la seconde, du mercure. On bouche une des extrémités du tube et, à l'opposé, on place une pochette de glace. On commence par chauffer la partie où se trouve la nacelle contenant le mercure. Lorsque ce dernier frétille et commence à répandre de fines gouttelettes qui se liquéfient un peu plus loin sur la paroi du tube, on chauffe la nacelle contenant l'iode. Un nuage violet envahit une partie du tube puis on voit apparaître des portions jaunes et vertes. Au refroidissement, on note également des portions rouges d'oxyde de mercure. Il s'est formé principalement de l'iodure de mercure.

BORE :

- On fait passer du NO dans un tube en pyrex dans lequel on a placé un morceau de bore. Lorsque ce dernier est bien purgé des vapeurs rutilantes qui se forment d'abord, on chauffe le bore au rouge. Il se forme alors, paisiblement, un azoture de bore et de l'anhydride borique. On laisse refroidir. On place la matière solide qui reste dans une petite éprouvette en pyrex et on y ajoute une pastille de KOH avec très peu d'eau. On chauffe en ayant pris soin de placer un papier réactif humide. Ce dernier signale bientôt l'apparition d'une vapeur alcaline causée par de l'ammoniaque.

- On place un peu de bore dans un tube peu fusible d'au moins 40 cm de longueur et on y fait passer un courant de H_2S. Quand le tube est purgé, on chauffe le bore au rouge. On constate qu'au bout de tube (qu'on peut refroidir avec un peu de glace) se dépose une matière blanche. On laisse refroidir puis on y fait passer un courant de chlore. Dans la partie où s'est déposée la matière blanche, on observe alors des fumées blanches. Certains chimistes disent qu'il peut y avoir inflammation, ce que je n'ai pas observé.

- Dans une éprouvette tenue verticalement, on fait chauffer 2 cm^3 d'acide nitrique fumant puis on y plonge un petit morceau de bore. La réaction, réputée très vive, m'est néanmoins apparue sans danger excessif.

PHOSPHORE :

- On enferme un morceau de phosphore dans une solution de sulfate de cuivre. Lentement, le phosphore se recouvre d'une pellicule noire de phosphure tandis que le liquide perd sa couleur bleue.

- La préparation du phosphure d'hydrogène spontanément inflammable ou « phosphine » a été décrite avec précision en page 49 de l'ouvrage principal dont celui-ci n'est que le complément. Il y a cependant un moyen, radicalement différent, d'effectuer cette expérience de manière démonstrative et qui n'est indiqué dans aucun manuel de chimie à ma connaissance. Il suffit, en quelque sorte, d'inverser les données de l'expérience en l'effectuant à l'air libre plutôt qu'en atmosphère non oxygénée d'un ballon. Pour ce faire, on prend une coupelle remplie d'un bon centimètre d'épaisseur d'une solution concentrée de NaOH et dans laquelle on fait tomber de petits morceaux de phosphore jaune. On place cette coupelle en dehors du laboratoire, à l'air libre, et on ajuste par-dessus un épiradiateur que l'on met en marche. Cet appareil délivre progressivement un rayonnement infra-rouge de plus en plus intense jusqu'au moment où des étincelles puis des flashes lumineux éclatent à la surface de la solution alcaline tout en libérant une fumée blanche assez dense qui, sous l'effet de la chaleur, s'échappe rapidement vers le haut de telle manière qu'il n'y a aucun danger d'en respirer (ces fumées sont très toxiques).



Illustration 7
A gauche, causées par le dégagement de phosphine, les étincelles en surface de la solution.
A droite, les flashes lumineux.



- Dans une éprouvette tenue à 45° dans une pince, on place un morceau de phosphore gros comme un pois et un peu d'anhydride chromique. On chauffe. Le phosphore fond puis réagit vivement (flamme et fumées) avec l'anhydride. Après refroidissement, on observe que les parois de l'éprouvette sont tapissées d'une couche rouge. Si on remplit d'eau l'éprouvette, on voit qu'après un long moment celle-ci se colore en vert par suite de l'agitation brownienne de petites particules d'oxyde de chrome vert. Si on verse alors l'eau et qu'on laisse tomber dans l'éprouvette quelques gouttes d'acide nitrique, une vive effervescence se manifeste avec dégagement de vapeurs rutilantes, preuve que la couche rouge qui tapissait l'éprouvette était constituée de phosphore rouge. L'éprouvette ne peut être récupérée car, sous l'effet de la chaleur, une partie de l'oxyde de chrome s'est attaché au verre.

- Dans une coupelle en porcelaine ou en terre réfractaire, on place un morceau de phosphore jaune gros comme un demi pois. Juste au-dessus de celui-ci, on fait arriver la tubulure de dégagement d'un appareil à chlorure de chromyle. Arrivé gazeux, ce dernier provoque l'échauffement puis la fonte du phosphore qui, progressivement, brûle avec de petites vapeurs blanches. Cette expérience est à exécuter à l'air libre étant donné la toxicité du chlorure de chromyle. Compte tenu des risques de projections dangereuses ou même d'explosion, cette expérience ne doit pas s'exécuter avec le chlorure de chromyle liquide.

EXPERIENCES AVEC DES OXYDES METALLIQUES

OXYDE DE CALCIUM

- Dans une éprouvette en verre borosilicaté fixée verticalement par une pince, on introduit quelques morceaux de posphore bien séchés que l'on recouvre rapidement par plusieurs centimètres de chaux vive tout récemment réduite en poudre. A l'aide d'un ou de deux becs de gaz, on chauffe uniformément le tube de haut en bas de manière à le porter au rouge. Quand, enfin, le phosphore fond puis se transforme en vapeur, il entre en contact avec la chaux et forme du phosphure de chaux brun-rouge. On laisse refroidir puis on casse le tube. On récupère alors facilement le phosphure qui se détache de la chaux n'ayant pas réagi. Ce phosphure, placé dans l'eau, donne immédiatement du phosphure d'hydrogène spontanément inflammable.

OXYDE DE CHROME :

- Dans un petit tube à essais de 8 mm de diamètre, on met 3 mm de soufre en poudre et une quantité équivalente d'anhydride chromique en poudre. On chauffe. Flamme et fumée jaune. L'éprouvette se recouvre d'une couche d'oxyde de chrome vert. Elle est généralement perdue.

- Dans un petit tube à essais de 8 mm de diamètre, on place un peu de poudre de fer et la même quantité d'anhydride chromique réduite en poudre. On mélange les deux poudres et on chauffe. Il y a une réaction assez vive et l'éprouvette est généralement perdue.

OXYDE DE MANGANESE

- Si, en utilisant un bec mecker, on chauffe à plus de 1000° du dioxyde de manganèse noir dans un creuset d'alumine ouvert, cet oxyde noir se transforme en oxyde rouge Mn_3O_4

OXYDE DE TITANE

- De l'oxyde de titane est chauffé pendant 15 à 30 minutes dans de l'acide sulfurique concentré. Le liquide sirupeux blanc obtenu est ensuite versé en agitant dans de l'eau puis laissé à refroidir et décanter. Une portion du liquide décanté est ensuite transvasée dans une éprouvette où on verse ensuite progressivement une bonne quantité de solution de NaOH ou d'ammoniaque. Dans les deux cas, un louche se forme progressivement. En l'espace de quelques minutes, celui-ci se rassemble en un précipité blanc floconneux. Si on remplace ces deux solutions alcalines par une solution de ferrocyanure de

potassium, la réaction est plus lente et moins évidente. Au bout d'un long moment, on remarque l'apparition d'un louche et on note que la couleur vire vers le jaune verdâtre. Cela démontre que l'acide sulfurique concentré réagit faiblement à chaud avec l'oxyde de titane.

- Dans une éprouvette en pyrex (sacrifiée) on chauffe ensemble de l'hydrogénosulfate de sodium et du dioxyde de titane. La fonte est rapide puis il se dégage des vapeurs blanches et l'ensemble redevient solide en prenant progressivement une couleur jaune qui disparaît au refroidissement.

OXYDE DE MOLYBDENE VI (OU TRIOXYDE) :

Les sels de molybdène peuvent avoir cinq valences différentes : 2 (mauve-violet), 3 (vert), 4 (bleu ou brun à noir pour les dérivés alcalins), 5 (rouge-brun), et 6 (incolore). Souvent, plusieurs valences coexistent dans un même liquide réactionnel, de telle sorte que l'on peut obtenir, ainsi, en fonction de nombreux facteurs, toute une palette de couleurs différentes.

- On prend de l'oxyde de Molybdène VI (poudre grise) et on le fait chauffer dans un tube en pyrex. Il devient jaune citron. On laisse refroidir et il redevient blanc.

- On place de l'oxyde de molybdène VI dans HCl. Il se forme peu à peu un mélange avec une partie blanche solide qui finit par disparaître (en 24 h) pour ne laisser qu'un liquide parfaitement incolore. On a ainsi préparé une solution chlorhydrique de trioxyde qualifiée ici ensuite ?A".

- Dans la solution A on verse un peu de poudre de zinc. Il y a vive effervescence et coloration du liquide en jaune, vert ou bleu, selon la quantité de zinc employée. Lorsqu'il ne se dégage plus d'hydrogène, on verse quelques gouttes de H_2O_2. La solution devient alors jaune canari. On la chauffe dans une éprouvette en agitant. La solution perd sa couleur jaune tandis qu'une poudre blanche se dépose sur les parois froides de l'éprouvette. Si, au bout d'un moment, on mélange cette poudre à la partie liquide, celui-ci prend une teinte jaune foncée.

- Si, dans la solution A on verse un peu de poudre de fer, la solution prend immédiatement une teinte verte. Si, au départ, on dilue la solution A, la teinte obtenue est alors directement jaune.

- Si, dans la solution A on place un morceau de nickel, on voit se former peu à peu autour de celui-ci une aura liquide verte. Si on mélange, progressivement, la teinte verte colonise tout le liquide. En revanche, si la solution A est diluée au départ, la teinte obtenue est immédiatement jaune canari pour ensuite devenir jaune terre de sienne.

- On place la solution A dans trois éprouvettes. Dans la première on ajoute une grenaille de plomb, dans la seconde une grenaille d'étain et, dans la troisième, deux gouttes de mercure. La réaction est vive avec l'étain et l'ensemble du liquide se colore rapidement en vert, puis passe au brique-brun et, enfin, vire à un beau rouge. Avec le plomb, la réaction est beaucoup plus lente ; il apparaît d'abord une couche verte, puis une couche orange qui finit par gagner la totalité du liquide. Avec le mercure, la réaction est extrêmement lente ; mais la teinte verte finit par apparaître au bout de deux ou trois heures (voir illustration 8). En moins de 24h, les deux premiers tubes sont devenu rouges et le troisième légèrement vert. Chauffer le troisième tube permet d'accélérer fortement la réaction. La même remarque est valable pour les deux autres réactions, mais cela rend moins visible leur évolution.

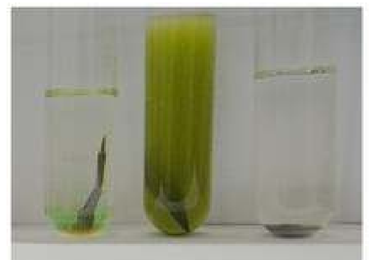




Illustration 8
De gauche à droite : plomb, étain et mercure.


Illustration 9

- Si, dans la solution A on place une grenaille d'étain, la solution devient rapidement verte puis, en évoluant, devient rouge comme dit ci-dessus. Mais si la solution A est préalablement diluée, le liquide devient rapidement jaune citron pour ensuite évoluer vers le jaune terre de sienne. Le même résultat s'obtient si l'étain est remplacé par de l'antimoine. Il faut noter dans ce cas que si on ne remue pas le flacon, deux couches apparaissent progressivement : en haut une couche d'un beau vert et, en bas, autour de l'antimoine, une couche rouge-orangée (Illustration 9). A la longue, cependant, les substance se mélangent et le liquide devient rouge.

- Si, dans la solution A on place un morceau d'arsenic, ce n'est que très lentement que le liquide se colore en vert. Si on a préalablement dilué la solution A on obtient une fois encore une solution de couleur jaune.

- Si, dans la solution A, on place un morceau d'aluminium, la réaction commence d'abord lentement, puis devient rapidement violente. La couleur passe bientôt du vert au rouge vineux.

- Si, dans la solution A on verse un peu d'eau oxygénée on obtient une coloration jaune qui disparaît après ébullition et dégagement de tout l'oxygène. Si dans la solution A on verse progressivement de l'ammoniaque jusqu'à ce que celle-ci domine sur l'acide puis qu'on ajoute quelques gouttes d'eau oxygénée, on obtient alors une coloration jaune-rouge qui disparaît peu à peu à mesure que l'oxygène se dégage.

- Si, dans la solution A on place quelques cristaux d'iodure de potassium, à froid il y a déjà réaction. A chaud, la réaction est plus vive : on obtient un liquide de couleur orange tirant sur le brun et il finit par se dégager de l'iode. L'iodure de potassium chauffé dans HCl ne donne pas cette couleur.

- Dans la solution A on verse une solution de sulfocyanure de potassium. On obtient ainsi une couleur orange-rouge.

- Dans la solution A on verse une solution de ferrocyanure de potassium on obtient un précipité couleur rouge à brun. Néant avec ferricyanure de potassium ou le chromate de potassium (lequel fonce en teinte du fait de son mélange avec l'acide car il devient bichromate).

- Dans la solution A on verse quelques gouttes d'une solution de sulfure de sodium on obtient un précipité rouge-brun et une forte odeur de H_2S se fait sentir.

- Si, dans la solution A on verse une solution chlorhydrique de chlorure d'étain II, on obtient un liquide opalescent vert.

- On verse du trioxyde de molybdène dans une solution de NaOH. Il y disparaît aussitôt, formant un molybdate. Cette solution sera appelée ici par la suite ?B"

- Si dans la solution B on verse du ferrocyanure de potassium, du ferricyanure de potassium, du sulfocyanure de potassium ou du sulfure de sodium, il ne se passe rien en apparence. Si dans chacune des éprouvettes on verse ensuite qq gouttes d'eau oxygénée, le liquide prend une couleur rouge clair à rouge foncé qui disparaît à mesure que l'oxygène se dégage par agitation ou échauffement.

- Si, dans la solution B on verse une solution chlorhydrique de chlorure stanneux II, on obtient un liquide opalescent jaune légèrement orangé.

- Si, dans la solution B on verse un peu de poudre de zinc, il y a dégagement gazeux et la solution reste incolore si la concentration en NaOH est élevée, mais si on continue à ajouter HCl pour rapidement neutraliser NaOH, le dégagement gazeux s'intensifie et le liquide passe progressivement du jaune au rouge brique.

- Le trioxyde de molybdène se dissout très lentement à froid et en petite quantité dans l'eau, formant ainsi l'acide molybdique. Si, à ce liquide, on ajoute de l'ammoniaque ou du sulfocyanure de sodium en solution aqueuse, rien ne se passe. Si, à cette solution aqueuse, on ajoute un peu de zinc, ce dernier est progressivement attaqué tandis que la couleur se modifie légèrement vers le jaune. Chauffer accélère considérablement la réaction. L'ajout de H_2O_2 rend le liquide incolore. En revanche, si avant d'ajouter H_2O_2

on ajoute un peu de NaOH en sol aqueuse, on obtient un beau liquide jaune tirant vers l'orange. Si, à la solution aqueuse de trioxyde on ajoute un peu de poudre de zinc puis une goutte ou deux de HCl, la réaction est plus rapide et la couleur s'oriente rapidement vers un jaune sale. Chauffer accélère considérablement le dégagement gazeux. L'ajout de H_2O_2, ensuite, rend le liquide complètement transparent. Mais, si avant d'ajouter H_2O_2 on ajoute un peu de NaOH en solution aqueuse, l'addition de H_2O_2 provoque d'abord l'apparition d'un beau liquide jaune tirant vers l'orange, puis, en continuant d'ajouter le réactif, un précipité de même couleur.

- Dans une solution aqueuse de trioxyde de molybdène, on ajoute quelques gouttes de teinture de bois de campêche. On obtient une coloration mauve-lilas.

- Dans une solution aqueuse de trioxyde de molybdène, on verse une solution aqueuse légèrement chauffée d'acide tannique (chauffée afin que le tanin se dissolve bien). Le mélange passe de l'incolore au jaune puis à l'orange.

- Si, à une solution aqueuse de trioxyde de molybdène on ajoute une solution aqueuse de NaCl et qu'on porte à ébullition, on obtient, par refroidissement, un précipité gélatineux blanc.

- Si, dans une solution aqueuse de trioxyde de molybdène acidulée par HCl on fait digérer un peu de poudre de molybdène, on obtient, au bout de quelques heures, un beau liquide bleu. Berzelius disait que ce liquide finissait par devenir rouge et que c'est au départ de ce dernier qu'il obtenait ensuite l'hydrate de bioxyde de molybdène en précipitant l'oxyde formé par de l'ammoniaque. Pour ma part je n'ai pu obtenir le liquide rouge après plus de quinze jours et j'ai pu constater que l'ammoniaque rendait incolore le liquide bleu.

- Si, dans une solution aqueuse de trioxyde de molybdène bien à l'abri de l'air on fait digérer un peu de poudre de molybdène, on obtient progressivement un liquide d'une couleur bleue intense, comme de l'encre qu'on appela jadis acide molybdeux ou bleu de molybdène. Il s'agit en fait d'une combinaison de MoO_3 et Mo_2O_5. Rien ne se passe si, par exemple, au lieu de molybdène, on met un peu de magnésium en poudre. Si, à cette solution bleue, on ajoute HCl, H_2SO_4 ou HNO_3 concentrés, le liquide redevient incolore plus ou moins rapidement selon les quantités mises en jeu. Idem avec une solution d'oxalate de sodium, de bitartrate d'ammonium ou de monoglutamate de sodium.

- Si, dans une solution aqueuse incolore de trioxyde de molybdène on place un peu de tungstène, une coloration bleue du liquide apparaît très lentement autour du métal, surtout visible quand on agite quelque peu le liquide. Il faut plus de 24h pour que cette coloration commence à teinter visiblement le flacon. En 48 heures, le liquide se colore enfin en un beau bleu acier. Une agitation périodique ou même permanente semble faciliter le processus. En revanche, le même résultat est obtenu à la température de l'ébullition en une vingtaine de minutes. Si l'on ajoute NaOH en solution ou NH_4OH à cette solution bleue, elle devient aussitôt incolore. Idem avec HNO_3. HCl donne très vite une légère décoloration, mais pas H_2SO_4. Une goutte d'une solution de bichromate de potassium donne une coloration verte émeraude qui ensuite passe au jaune canari. Cette réaction est accélérée par la chaleur. Une goutte d'eau de brome dans cette solution bleue donne d'abord une coloration verte qui vire ensuite au jaune. Par chauffage la solution devient incolore. Toujours dans la solution bleue, une solution de ferrocyanure de potassium donne une coloration verte qui s'intensifie bientôt en un beau vert émeraude. Chauffée, cette dernière solution passe au vert olive pour redevenir, par refroidissement, vert émeraude. Ensuite, en l'espace de quelques jours, elle passe au bleu canard et si l'on y ajoute quelques gouttes de HCl on obtient un précipité noir. Si l'on ajoute une solution de sulfate de fer dans la solution bleue, celle-ci vire progressivement au vert tendre puis, le temps passant, devient totalement incolore. Si, dans la même solution bleue, on ajoute du trichlorure d'antimoine en solution chlorhydrique, on obtient un précipité blanc-bleuté qui se dissout dans HNO_3 en donnant un liquide jaune.

- Si, dans une solution aqueuse de trioxyde de molybdène on ajoute une solution aqueuse jaune-rouge de chlorure de fer III, on observe l'apparition d'un trouble. En chauffant, un précipité rouge se forme nettement et se dépose rapidement.

- Si, à une solution aqueuse de trioxyde de molybdène on ajoute un peu de HCl et un peu de poudre de cuivre, le liquide jaunit très progressivement pendant plusieurs jours, puis, après cette longue « maturation » le cuivre disparaît cette fois d'une manière assez rapide et le liquide prend une teinte verte. Par la suite, en ajoutant encore un peu de cuivre, ce dernier disparaît en l'espace de quelques heures et en donnant une teinte verte plus soutenue. L'étrangeté de la réaction est donc ce laps de temps

nécessaire à sa maturation. Il faut remarquer que si l'on ajoute trop de cuivre, la teinte repasse définitivement au jaune sale.

- Si, dans une solution aqueuse de trioxyde de molybdène on fait tomber un peu de poudre de $SnCl_2$ et qu'on agite, on obtient aussitôt un liquide jaune qui passe très rapidement au vert caca d'oie trouble puis qui, après un certain temps, vire au vert tendre et enfin au bleu lavande.

- Si on verse une solution aqueuse de trioxyde de molybdène dans une solution aqueuse d'acétate de plomb, on obtient un précipité gélatineux blanc pouvant tirer légèrement sur le jaune selon les concentrations.

- Si, dans une solution aqueuse de ferrocyanure de potassium, on ajoute progressivement une solution aqueuse de trioxyde de molybdène, la solution jaune-clair de départ devient plus foncée puis, lentement, au bout de deux heures, devient vert tendre. Si, alors, on la chauffe, elle se trouble, devient vert canard puis laisse déposer un solide noir.

- Le trioxyde de molybdène réagit avec l'acide citrique en solution en formant d'abord (en l'espace d'une bonne heure) un véritable lait blanc. Ensuite, ce dernier se décolore peu à peu (plusieurs jours) pour enfin devenir complètement transparent et incolore. Si, dans cette solution incolore, on verse un peu de zinc en poudre, on obtient d'abord, avec effervescence, une couleur verdâtre qui vire ensuite au jaune terre de sienne. Si on mélange ce dernier liquide à de l'ammoniaque, la couleur varie légèrement. Elle fonce davantage en tirant cette fois sur l'orange si on ajoute encore de l'eau oxygénée. En revanche, si on commence par ajouter de l'eau oxygénée à la solution jaune terre de sienne, il y a décoloration quasi complète puis recoloration en orangé si on ajoute ensuite de l'ammoniaque.

- Le trioxyde de molybdène se dissout très lentement à froid dans l'acide phosphorique, jusqu'à donner un liquide complètement limpide. Mais il faut, pour cela, patienter bien plus d'une semaine. Si, ensuite, on verse dans cette solution (préalablement diluée de moitié) un peu de poudre de zinc, on obtient rapidement, avec effervescence, un liquide jaune qui vire de plus en plus au brun sale. Si ce dernier liquide est mélangé à un peu d'ammoniaque, il se décolore fortement. Idem avec l'eau oxygénée.

- Le trioxyde de molybdène se dissout, à froid, en 24h, dans l'acide oxalique. L'addition d'un peu de H_2O_2 dans ce liquide détermine une légère coloration jaune. Si on ajoute encore de l'ammoniaque, on passe du jaune à l'orange avec fort dégagement d'O_2 et échauffement. En revanche, l'addition d'un peu de poudre de zinc au liquide originel fait qu'il passe immédiatement au jaune ou au brun selon la quantité de zinc.

- On fait dissoudre, à chaud, du bitartrate de potassium dans de l'eau distillée et on y verse un peu de poudre de zinc. Lentement, il va y avoir réaction mais le liquide reste incolore. En revanche, si au bitartrate on mélange un peu de trioxyde de molybdène, l'ajout de zinc dans le liquide encore chaud produit une vive effervescence et le liquide se colore d'abord en brun très sale trouble puis en brun orangé bien transparent.

- Au bout de nombreux jours dans l'acide lactique, le trioxyde de molybdène donne un liquide jaunâtre avec dépôt blanc qui, si agité, donne un lait blanc sirupeux. Mélangé à H_2O_2, ce lait blanc donne un lait jaunâtre qui, additionné d'assez d'ammoniaque pour neutraliser l'acide, fournit au final un liquide parfaitement transparent dont la couleur tire sur le jaune ou l'orange. Si le liquide jaunâtre sirupeux est dilué dans son volume d'eau distillée puis additionné de H_2O_2 il donne immédiatement une coloration jaune. Si on y verse ensuite une solution aqueuse de NaOH, le liquide passe à l'orange après avoir paru devenir incolore. Si le lait blanc de départ est traité par un peu de zinc, il donne un lait jaune. De même, le liquide jaunâtre sirupeux, additionné d'un peu de poudre de zinc, donne immédiatement une coloration jaune tirant sur le vert qui évolue ensuite vers le vert caca-d'oie puis le brun sale. Ces différentes réactions montrent que le trioxyde s'est finalement dissout partiellement dans l'acide, mais après beaucoup de temps (deux semaines au moins).

- La solution du trioxyde dans l'acide lactique présente une particularité que n'ont pas les solution du trioxyde dans d'autres acides. En effet, quelques gouttes de teinture de bois de campêche dans une quantité X d'acide lactique donne une coloration jaune tandis que le même nombre de gouttes dans la même quantité X de liquide jaunâtre donne une coloration nettement rougeâtre.

- Le trioxyde de molybdène ne se dissout qu'à chaud dans l'acide sulfurique concentré. En se

refroidissant, il donne un liquide légèrement jaune. Si on dilue ce dernier de moitié dans l'eau et qu'on ajoute un peu de poudre de zinc, le liquide jaunit davantage. Si on ajoute la poudre de zinc dans l'acide concentré, il se forme une sorte de lait gélatineux gris verdâtre qui, après quelques dizaines de minutes, donne un liquide bleu verdâtre. Si, au lieu de poudre de zinc on place dans le liquide une lame de zinc, la réaction commence très lentement, mais, peu à peu, une zone bleue turquoise apparaît dans le fond de l'éprouvette. Si, dans la solution diluée, on verse un peu d'une solution aqueuse de sulfocyanure de sodium, on obtient une teinte jaune or qui pâlit ensuite progressivement (Illustrration10).

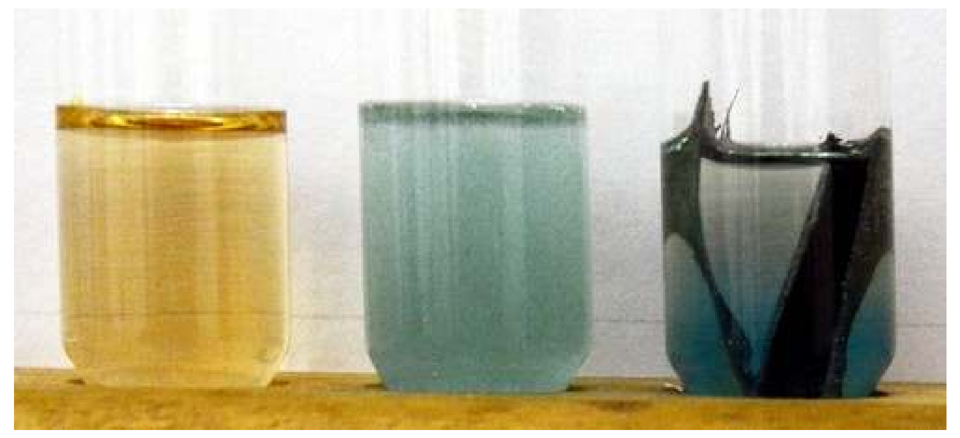


Illustration 10
De gauche à droite : avec le sulfocyanure, avec la poudre de zinc et avec une lame de zinc.

- La réduction, à chaud, du trioxyde de molybdène par le magnésium est explosive. On doit impérativement la réaliser dans un microtube à essais de 5 à 6 mm de diamètre intérieur et +/- 10 cm de long. On y place successivement une pointe de lance de poudre de magnésium puis une quantité équivalente de trioxyde. On chauffe en maintenant l'ouverture du tube à l'opposé des visages et en se tenant éloigné. Une flamme brutale d'au moins trois centimètres jaillit et le tube est détruit, sa surface présentant des bulles et des fissures en raison de la chaleur dégagée.

OXYDE DE TUNGSTENE VI (OU TRIOXYDE) :

- Le trioxyde de tungstène jaune obtenu comme dit ci-dessus par l'action de l'eau régale sur le tungstène, se dissout complètement dans l'ammoniaque même pas très concentrée. Si, à ce liquide transparent incolore, on ajoute progressivement du HCl concentré en évacuant les fumées blanches qui se forment, on obtient un précipité blanc jaunâtre qui finit par se colorer en bleu.

- Si on dissout le trioxyde de tungstène dans une solution de NaOH puis qu'on y ajoute un peu de poudre de zinc et qu'enfin on y fait tomber des gouttes de HCl concentré jusqu'à ce que NaOH soit neutralisé et que la poudre de zinc commence à mousser, tout le liquide se colore rapidement en bleu par formation d'un précipité fin de cette couleur. Ce précipité disparaît complètement par l'ajout de quelques gouttes de H_2O_2.

- Si on dissout le trioxyde de tungstène dans une solution de NaOH puis qu'on y ajoute une solution chlorhydrique de chlorure d'étain II, il se forme progressivement un précipité gélatineux blanc sale qui, progressivement, devient bleu.

EXPERIENCES AVEC D'AUTRES SELS METALLIQUES

SELS D'AMMONIUM, DE POTASSIUM, DE SODIUM ET DE CALCIUM,

- On prépare une solution assez concentrée de chlorure d'ammonium et on y ajoute un indicateur coloré. On fait chauffer. Progressivement, l'indicateur s'oriente vers un PH acide.

- On fait fondre un peu de nitrate de sodium, dans un creuset puis on y laisse tomber un peu de chlorure d'ammonium. Fortes fumées blanches et, parfois, flammes.

- On mélange un peu de chlorate de potassium et de phosphore rouge. On humecte l'ensemble puis on chauffe progressivement. Bientôt, des étincelles jaillissent et on ne retrouve au final qu'une masse rouge que l'on peut faire réagir, avec prudence, avec de l'acide nitrique (la réaction, intense, ne se produit pas immédiatement).

- On fait un lait de chaux et on y verse progressivement une solution aqueuse d'iode mélangée d'un peu de KI jusqu'à ce que le liquide prenne une teinte jaunâtre. On pourrait considérer cela comme une solution d'iodure de chaux. Versée dans une solution alcaline d'un sel de magnésium, cette solution donne un précipité brun qui, progressivement, se dépose. Si on verse là-dedans une solution d'hyposulfite de sodium, le précipité disparaît aussitôt. En lieu et place de la solution d'hyposulfite, on peut également mélanger avec un peu de chloroforme, agiter, et voir que le chloroforme se colore...

SELS DE MANGANESE ET MANGANATES

- On prend cinq éprouvettes qu'on dispose les unes à côté des autres. Dans la première éprouvettes, on ne met rien. Dans la seconde, on verse une goutte de H_2SO_4. Dans la troisième on verse quelques gouttes d'une solution de NaOH, dans la quatrième quelques gouttes d'une solution de KOH et dans la dernière quelques gouttes de NH_4OH peu concentrée. On prépare ensuite une solution aqueuse pas trop concentrée de sulfite de sodium. Enfin, on prépare une solution mauve pas trop opaque de permanganate de potassium. On verse ensuite la solution de permanganate dans chacune des éprouvettes, sur une hauteur de plus ou moins 4 centimètres. Enfin, on verse un peu de la solution de sulfite dans chacune des éprouvettes. Dans la première, le liquide passe aussitôt du mauve au jaune terre de sienne tout en restant en apparence, bien limpide. On remarquera cependant, par la suite, qu'il s'y forme progressivement de petits grains de couleur rouge brique qui finissent par se déposer. Le liquide de la seconde éprouvette se décolore très vite et reste, ensuite, tel quel. Le liquide de la troisième éprouvette passe immédiatement au vert, puis au bleu, puis au jaune, à mesure qu'on y verse la solution de sulfite. Si le liquide reste transparent dans un premier temps, il se trouble ensuite plus ou moins fortement puis laisse déposer un précipité rougeâtre. La même chose se passe dans les deux autres éprouvettes, mais toutefois avec des différences subtiles. Dans la première de celles-ci, il se forme un précipité de MnO_2. Dans la seconde, il se forme des sulfates incolores. Dans les trois précédentes éprouvette, la réaction est beaucoup plus

complexe et, donc, variable selon les concentrations et le temps. Il se forme en effet d'abord un sel de manganèse de type Na_2MnO_4 qui réagit avec l'eau pour reformer de l'hydroxyde et un permanganate, d'où formation, au final, de MnO_2.

- Dans 250 ml d'eau, on dissout 3 gr de NaOH et 4,5 gr de sucre. On place le flacon contenant cette solution sur un agitateur magnétique et on verse au centre une solution mauve de permanganate de potassium.. Très vite la couleur mauve passe au bleu, puis au vert émeraude, puis au vert tendre, et vire enfin vers un jaune de Naples (Illustration 11).



Illustration 11

- En page 144 de mon ouvrage principal, j'ai signalé une expérience très dangereuse qui s'effectue avec du permanganate de potassium. Je crois utile d'y revenir en la présentant d'une manière un peu différente... On prend une éprouvette de +/- 30 cm de longueur et d'un diamètre de 15 à 18 mm qu'on fixe verticalement à l'aide d'un pied et d'une pince. On y verse d'abord de l'acide sulfurique concentré sur deux centimètres de hauteur. Ensuite, en utilisant une pipette dont l'extrémité touche la paroi interne de l'éprouvette, on fait couler de l'alcool éthylique à 94° sur l'acide. L'alcool arrivant lentement sur l'acide en suivant la paroi interne de l'éprouvette ne se mélangera pas à l'acide. On verse ainsi l'alcool sur quatre centimètres de hauteur. Enfin, après avoir placé un écran protecteur, on laisse tomber dans l'éprouvette un grain gros comme un pois cassé de permanganate de potassium. Aussitôt, on voit qu'une réaction se produit à la surface de séparation des deux liquides. Il y a comme une légère mousse puis l'apparition d'une couleur brune. A ce moment-là, on fait en sorte que le local soit plongé dans l'obscurité et on attend. Progressivement, on entend des bruits secs parfois accompagnés d'étincelles plus ou moins fortes. Cette réaction peut durer plus de vingt minutes. Après ce temps, on peut transporter l'éprouvette sans la secouer jusqu'à un endroit où elle pourra être inclinée et se vider progressivement dans une terre absorbante. Attention lorsqu'on penche l'éprouvette car la réaction peut reprendre assez vivement. Il faut ensuite noyer à grande eau.

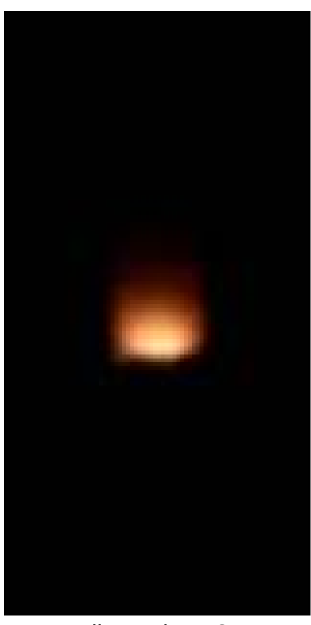


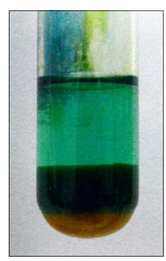
Illustration 12

- On prépare une solution de permanganate de potassium pas trop concentrée, mais assez pour ne plus être transparente. On remplit à moitié d'eau un autre flacon et on y verse de l'hydrosulfite de sodium qu'on fait dissoudre en agitant. Cela fait, on verse progressivement la solution de permanganate dans ce dernier flacon, tout en agitant. D'abord elle se décolore, puis, peu à peu, il se forme un précipité floconneux brun-noir qui augmente alors en quantité et densité. On laisse reposer. Ce précipité tombe alors dans le fond du flacon. C'est du dioxyde de manganèse.

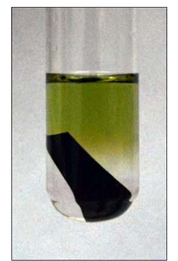
SELS DE TITANE ET TITANATES

- Dans la solution chlorhydrique mauve-violette de chlorure de titane, le bleu de méthylène et le permanganate de potassium en solution aqueuse se décolorent instantanément.

- Versée dans une solution de NaOH, KOH ou NH_4OH, la solution chlorhydrique mauve-violette de


Illustration 13

chlorure de titane donne un précipité gélatineux bleu très sombre, presque noir. Dans une solution de ferrocyanure de potassium, cette même solution mauve-violette donne un précipité orange brun ; mais après plusieurs jours, ce précipité se trouve surmonté d'un autre, sombre, lui-même surmonté d'une couche liquide d'un beau vert émeraude sombre (Illustration 13). La solution mauve de chlorure de titane donne également un précipité orange-brun dans une solution de chlorure de fer III, mais contrairement au précédent il ne se modifie pas par la suite. Versée dans une solution de molybdate d'ammonium, la solution chlorhydrique mauve-violette de chlorure de titane donne un précipité bleu et blanc qui, agité, devient complètement bleu.


Illustration 14

- Une lame de cuivre, placée dans la solution acide rose-mauve de chlorure de titane, la décolore très progressivement, puis, en l'espace de quelques jours, le cuivre se recouvre d'une pellicule noire tandis que le liquide, s'il n'est pas agité, se teinte en bleu-vert. Une simple agitation suffit au début pour que la couleur passe au jaune très clair ; mais cette apparence de jaune n'est qu'un vert clair qui, progressivement s'accentue au fil des jours (Illustration 14). Après pas mal de temps, la teinte devient jaune sale puis vert caca d'oie. Si, en lieu et place d'une lame de cuivre on utilise de la poudre de zinc, ce dernier réagit avec l'acide et il faut attendre que cette réaction cesse pour constater qu'il s'est formé un précipité bleu.

SELS DE MOLYBDENE ET MOLYBDATES

- La préparation du molybdate d'ammonium se fait comme suit : on verse du trioxyde de molybdène dans une solution concentrée d'ammoniaque. Le trioxyde y disparaît rapidement, laissant un liquide incolore limpide. On chauffe jusqu'à disparition complète du gaz ammoniac en surplus puis on laisse dessécher sur un radiateur ou à l'aide d'un épiradiateur. On recueille ainsi le sel.

- Si, dans une solution de molybdate d'ammonium acidifiée par HNO_3 on ajoute une solution aqueuse de chlorure d'étain II acidifiée par HCl, on obtient un beau précipité bleu de tritoctoxide de molybdène Mo_3O_8. L'addition d'eau et de glycerol donne un beau liquide bleu transparent qui, en s'oxydant à l'air, s'éclaircit progressivement. L'addition de HNO_3 ou d'ammoniaque laisse un liquide transparent.

- Dans une soucoupe en porcelaine, on verse un peu d'une solution aqueuse de molybdate d'ammonium puis deux ou trois gouttes de H_2SO_4 concentré. Ensuite, on chauffe jusqu'à évaporation quasi complète du liquide. Les parois de la soucoupe se teignent en bleu.

- Dans un tube à essai, on verse une solution aqueuse de molybdate d'ammonium puis on laisse tomber quelques cristaux d'iodure de potassium. Rien ne se passe. Si on ajoute quelques gouttes de HCl, une teinte jaune-orange apparaît très vite autour des cristaux puis, en chauffant, la totalité du liquide vire rapidement au bleu. On divise alors en deux parties ce liquide. En ajoutant davantage de HCl dans la première et en continuant à chauffer, de l'iode se libère bientôt et s'accroche aux parois froides du tube tandis que la couleur du liquide passe progressivement à un vert très sombre, pratiquement noir. Si, alors, on y verse progressivement de l'ammoniaque concentrée, on obtient un précipité brun jaunâtre. En revanche, si on verse goutte à goutte de l'ammoniaque concentrée dans la seconde partie du liquide bleu très peu acidifiée au départ, celui-ci se décolore et un trouble apparaît. Tandis qu'il se dépose progressivement, on observe deux couches diversement colorée : une jaune brunâtre et une autre, légèrement verdâtre.

- On prépare une solution chlorhydrique concentrée de molybdate d'ammonium. Elle est incolore. On y ajoute un peu de poudre de molybdène. Progressivement, le liquide prend une belle teinte vert émeraude. Si ce liquide est ensuite dissout dans de l'eau distillée, il prend une belle teinte jaune terre de sienne. Si, dans ce dernier, on ajoute une solution aqueuse de NaOH, on obtient un précipité brun..

- On prépare une solution de molybdate d'ammonium ou de sodium. On y laisse tomber un morceau de cuivre bien décapé. Rien ne se passe. On ajoute une goutte ou deux de HCl. Aussitôt, on voit une pellicule se former sur le cuivre. Si on agite, elle se dissout pour former un liquide d'un beau bleu genre bleu de prusse. Si on ajoute un peu d'une solution NaOH, la couleur bleue disparaît aussitôt. Idem avec un peu de H_2O_2, mais il demeure une légère coloration jaune qui s'intensifie par la suite du fait du dégagement d'O_2.

- Dans une éprouvette, on place une solution aqueuse d'acide salicylique puis on y laisse tomber quelques cristaux de molybdate d'ammonium. Bientôt, autour de ces cristaux, le liquide devient jaune canari. On peut agiter de temps à autre pour mieux répartir la coloration. Si l'on fait agir directement deux solutions aqueuse, l'une d'acide et l'autre de molybdate, l'effet est moins aisément visible.

- Dans une solution de molybdate d'ammonium on ajoute un peu d'une solution de phosphate de sodium. Rien ne se passe. On ajoute ensuite goutte à goutte HCl. La solution jaunit. Si on projette dans ce liquide une pointe de lancette de poudre de zinc, la solution vire de suite au bleu. Si, dans ce liquide bleu, on ajoute H_2O_2, le liquide passe au vert puis lentement au jaune, selon les concentrations.

- Dans une solution de molybdate d'ammonium on ajoute un peu de silicate de sodium. La solution prend aussitôt une légère teinte jaune qui s'accentue fortement par l'ajout de quelques gouttes de HCl. Si, dans cette dernière solution, on ajoute très peu de poudre de zinc, on obtient un liquide bleu avec précipité très net de couleur brune. L'ajout de H_2O_2 dans l'éprouvette fait passer le liquide au vert d'abord puis au jaune avec disparition du précipité.

- Dans une solution de molybdate d'ammonium, on ajoute un peu d'une solution de chlorure de manganèse. La solution incolore passe aussitôt au jaune clair. Si on ajoute alors quelques gouttes de HCl, elle se décolore aussitôt. Si, au lieu de HCl, on ajoute une solution de NaOH, on obtient un précipité d'une couleur un peu différente de celle que donne NaOH dans le chlorure de manganèse.

- Dans une solution de molybdate d'ammonium, on verse une pointe d'hydroquinone et on agite. Si nécessaire, on chauffe un peu afin que l'hydoquinone se dissolve complètement. Le liquide prend alors une très légère teinte jaune. On ajoute ensuite, progressivement, des gouttes de HCl concentré. Le liquide passe alors successivement au vert puis au bleu de plus en plus soutenu pour, enfin, verdir à nouveau et devenir jaune.

- On verse une même quantité d'une solution aqueuse incolore de molybdate d'ammonium dans deux éprouvettes. Dans la première, on ajoute un peu de glucose et, dans la seconde, un peu de menthol. Rien ne se produit. On ajoute ensuite dans chacune quelques gouttes de HCl concentré. Rien ne se produit. On ajoute enfin une pointe de poudre de zinc dans chacune des éprouvettes et on agite légèrement. Aussitôt les deux liquides virent au bleu. Si on ajoute enfin quelques gouttes de H_2O_2 dans chacune des éprouvettes, la couleur bleue disparaît progressivement, parfois en formant un beau nuage et laissant derrière elle, en même temps qu'un dégagement gazeux moussant, un beau liquide jaune or bien transparent. La même expérience peut se faire à l'aide d'une lame de zinc pour mieux mettre en évidence qu'à aucun moment il ne se forme un précipité (Illustration 15).

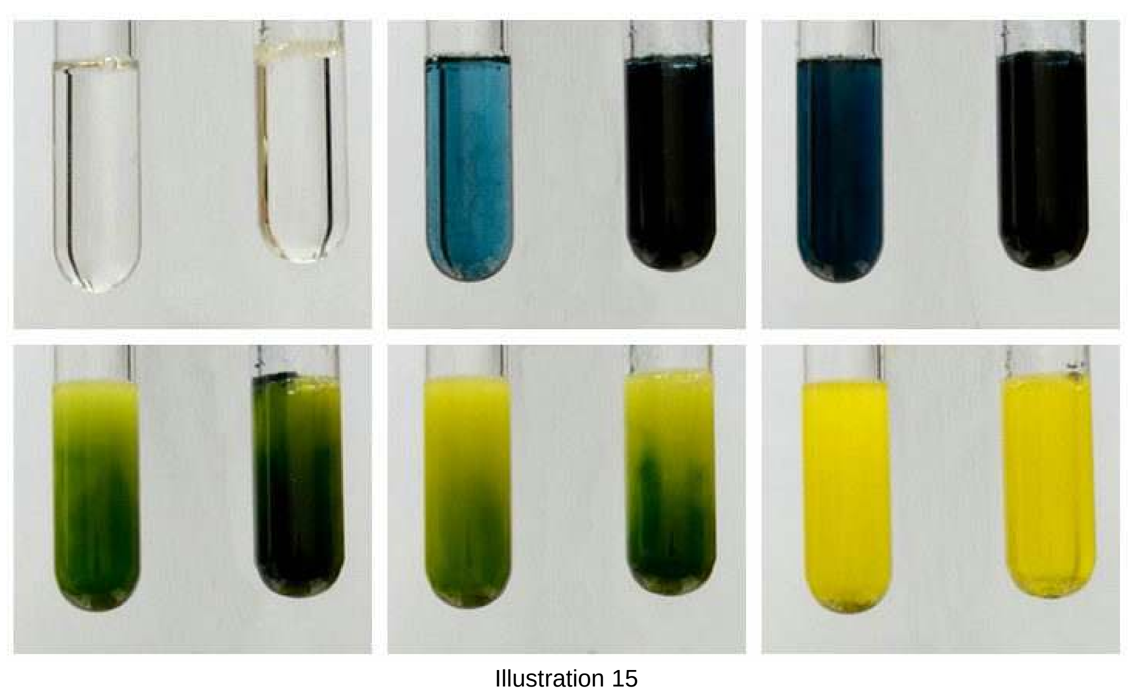


Illustration 15
Eprouvette de gauche : avec le glucose - Eprouvette de droite : avec le menthol



Illustration 15

- Si, dans une solution de molybdate d'ammonium, on verse progressivement une solution de sulfate de fer II, il se forme aussitôt un précipité d'une teinte mastic. Divisons ce précipité et chauffons-en une partie dans une éprouvette : la couleur devient plus foncée et la décantation s'accélère. Traitons une autre partie par HCl versé goutte à goutte. Après l'apparition de teintes bleutées dans la masse, le liquide devient finalement légèrement jaune et transparent. Si, dans ce liquide, on ajoute quelques gouttes de H_2O_2, il y a dégagement d'O_2 et le liquide devient beaucoup plus jaune. Traitons à présent le précipité mastic par quelques gouttes de H_2SO_4. Le liquide devient cette fois complètement transparent et incolore. Ajoutons-y quelques gouttes de H_2O_2 et le liquide se colore en jaune. Traitons enfin le précipité mastic par HNO_3. Cette fois, le liquide prend d'abord une couleur olive puis brunâtre pour ensuite s'éclaircir et ne conserver qu'une couleur légèrement jaune. Ajoutons-y quelques gouttes de H_2O_2 et cette couleur jaune s'intensifie en jaune canari. Enfin, si dans l'éprouvette contenant le liquide bien jaune obtenu au départ du précipité ayant réagi avec l'acide chlorhydrique puis l'eau oxygénée on laisse tomber une lame de zinc, on obtient d'abord une mousse abondante puis, progressivement, le dégagement gazeux diminue tandis qu'apparaît un précipité blanc cassé qui se dépose peu à peu. Après plusieurs heures, on note l'apparition d'un nouveau précipité, orange cette fois, qui se dépose par-dessus le précédent (Illustration 15).

SELS DE CHROME, CHROMATES ET BICHROMATES

- On dissout de l'anhydride chromique dans de l'acide chlorhydrique et on laisse reposer. Après un certain temps, la solution commence à dégager du chlore puis, de rouge foncé elle passe progressivement au vert.

- On dissout de l'anhydride chromique dans de l'acide chlorhydrique et, sans attendre, on y laisse tomber, goutte à goutte, de l'acide sulfurique. Du chlorure de chromyle, très toxique, se dégage.

- Dans une éprouvette, on place de l'anhydride chromique et du chlorure ferrique. On chauffe. Au moment de la fusion, il se forme un liquide rouge sang contenant du chlorure de chromyle en solution.

- Dans une solution verte de sulfate de chrome III, on verse un peu d'eau oxygénée. Lentement, la solution tourne au jaune sale.

- On prépare huit éprouvettes. Dans les quatre premières, on verse une solution verte de sulfate de chrome III. Dans les quatre autres, on verse une solution mauve-violette de sulfate de chrome III. Ensuite, on fait réagir l'un et l'autre groupe avec une solution de carbonate de potassium, une solution de sulfure d'ammonium, une solution d'hydroxyde de sodium et de l'ammoniaque diluée. Les réactions dans les tubes contenant le sulfate vert de chrome en solution sont relativement faibles, sauf avec le sulfure d'ammonium. En revanche, dans les tubes contenant la solution du sel violet, les réactions sont à chaque fois rapides et bien visibles et se marquent par des changement importants de couleur ou des formations de précipités.

- On fait chauffer plusieurs minutes du chromate de fer insoluble et noir dans HCl concentré en veillant à recevoir le gaz qui s'échappe dans un flacon contenant un peu d'eau (prévoir un tube de sûreté muni d'une ample boule). On obtient, après décantation, un liquide jaune. Si, avec le même matériel, on remplace HCl par H_2SO_4 et qu'on fait chauffer un long moment jusqu'à obtenir des soubresauts importants relativement contrôlés par l'ajout de fragments de pierre ponce, on obtient, après décantation, un liquide vert. La solution jaune donne, avec une solution de ferrocyanure de potassium, une belle coloration bleue. Avec une solution de sulfocyanure de sodium, on obtient une belle coloration rouge. Avec une solution de sulfure d'ammonium, un précipité blanc. Au départ de la liqueur verte diluée, on obtient un précipité blanc gélatineux avec une solution de sulfure d'ammonium et une légère coloration jaune ainsi qu'un dégagement gazeux avec une solution de sulfocyanure de sodium. Si on procède à l'inverse, en ajoutant de la solution verte à une solution de ferrocyanure de potassium, on obtient un précipité blanc qui commence par se dissoudre puis se maintient.

- On fait chauffer une solution de bichromate de potassium à laquelle on a ajouté HCl concentré. Progressivement, la couleur de la solution se modifie, passant de l'orangé au brun acajou. Il s'est formé du chlorochromate de potassium.

- Dans une solution de bichromate de potassium on verse un peu de formol. Rien ne se passe au début puis, lentement, la couleur devient plus foncée. On chauffe. La solution prend une teinte de plus en plus foncée puis se trouble en devenant couleur brique. On laisse décanter quelques minutes puis on verse le liquide qui surnage et on ajoute un peu d'eau ainsi que deux ou trois gouttes d'acide sulfurique. On chauffe à nouveau. On obtient ainsi un liquide d'un beau bleu canard constitué de sulfate de chrome en solution aqueuse.

- Dans une solution orange de bichromate de potassium, on verse un peu d'acide lactique. Assez rapidement, la solution devient plus foncée. On chauffe. La solution devient de plus en plus sombre puis tend vers un gris bleuâtre très foncé.

- Dans une solution d'acide tannique, on verse une solution de bichromate de potassium. Un précipité brun-vert se forme lentement et tombe au fond de l'éprouvette.

- Dans une solution orangée de bichromate de potassium, on verse un peu d'acide oxalique solide puis on chauffe. Rapidement, la teinte du liquide devient plus foncée.

- Dans une solution orange claire de bichromate de potassium remplissant les 3/4 d'une éprouvette, on verse quelques gouttes de H_2SO_4 concentré. Après agitation, on y laisse tomber une lame de zinc. Un dégagement d'hydrogène se produit et la couleur du liquide passe rapidement au brun sale, puis, en une heure de temps, au vert et, enfin, au bleu canard. Mais cette couleur n'est visible qu'en plaçant l'éprouvette devant une forte lumière car, sinon, la solution semble noire encre. Cette expérience ne réussit qu'avec une solution pas trop concentrée de bichromate et assez d'acide et de métal pour provoquer un dégagement d'hydrogène prolongé. S'il ne se produit pas de dégagement, ce n'est qu'assez lentement que la solution s'obscurcit en passant au brun. Autre précaution à prendre : l'expérience doit se faire à l'abri de l'air. En effet, si la solution chromique (qui correspond à l'oxyde Cr_2O_3) se transforme en solution chromeuse, les sels chromeux bleus correspondant à l'oxyde CrO s'oxydent rapidement à l'air pour devenir verts. (Cette expérience est une variante d'une autre signalée en page 125 de l'ouvrage principal de 2017).

- Si, dans une solution légèrement alcaline de chromate de potassium on verse une solution d'acétate de plomb, on obtient un précipité jaune orange de chromate basique de plomb différent du précipité jaune de chromate de plomb. Si, ensuite, on ajoute à nouveau progressivement de la solution de NaOH, tout le précipité disparaît et il demeure un liquide jaune canari.

- Dans une solution orangée de bichromate de potassium, on verse une solution fraîche de sulfite de sodium. Aussitôt la coloration change. Elle ne change en revanche pas si on verse la même solution de sulfite de sodium dans une solution aqueuse de chromate de potassium. Néanmoins, même après un long moment, si on verse un peu de HCl dans ce flacon, sa couleur passe aussitôt du jaune au bleu canard.

- Dans une solution orange de bichromate de potassium, on verse un peu d'une solution de sulfate ferreux. Aussitôt la coloration change en passant au brun. La même expérience faite avec le chromate de potassium donne un précipité brun clair.

- Si dans une solution bleue d'alun de chrome on verse une solution de NaOH, la couleur du liquide passe au vert. Chauffé, celui-ci laisse apparaître un précipité gélatineux d'oxyde de chrome.

- Dans une solution nitrique de nitrate mercurique, une solution de chromate de potassium donne un précipité rouge corail tandis qu'une solution de bichromate donne un précipité plutôt coquelicot.

- Dans une solution de nitrate d'argent, une solution de chromate de potassium donne un précipité rouge brique tandis qu'une solution de bichromate donne un précipité légèrement plus foncé

- Dans une solution de chlorure de baryum, une solution de chromate de potassium donne un précipité jaune citron tandis qu'une solution de bichromate donne un précipité jaune tangerine qui se forme lentement en s'accrochant par endroits aux parois du flacon.

.- Dans un creuset de porcelaine, on place un peu d'anhydride chromique en poudre. On laisse tomber dessus quelques gouttes de benzène. Progressivement l'anhydride noircit.

SELS D'ETAIN

- Dans une coupelle en porcelaine, on place un peu de tétrachlorure d'étain qu'on imbibe ensuite de térébenthine. Parfois, la réaction qui provoque de fortes fumées blanches, démarre d'elle-même. Parfois il convient de chauffer un peu.

SELS DE COBALT

- Dans une solution rose de chlorure de cobalt, on verse une solution de cyanure de sodium. Il se forme aussitôt un précipité brun qui s'éclaircit progressivement. On arrête de verser le cyanure de sodium avant que le liquide soit devenu limpide et on partage en deux parties égales. Dans la première, on continue à verser la solution de cyanure de sodium jusqu'à ce que le liquide devienne limpide et jaune. On la fait ensuite chauffer jusqu'à ébullition. Rien ne se passe. La seconde solution est chauffée jusqu'à ébullition. On voit un précipité vert floconneux se déposer.

- Dans une solution de chlorure de cobalt rose, on ajoute du sulfocyanure d'ammonium solide et on mélange jusqu'à obtention d'un liquide mauve. On y ajoute ensuite un mélange à parts égales d'éther et d'alcool amylique. Aussitôt l'ensemble du liquide se colore en un bleu magnifique.

- Dans une solution rose de chlorure de cobalt on ajoute un peu d'acide acétique puis du nitrite de sodium en cristaux. La solution devient progressivement rouge sang en moussant.

- Dans une solution de chlorure de cobalt rose, on ajoute une solution de bicarbonate de soude. La solution prend une couleur lilas.

- Dans une solution de chlorure de cobalt, on verse goutte à goutte une solution de NaOH. Il se forme un précipité bleu puis rose, voire verdâtre. Si on verse là-dessus quelques gouttes de H_2O_2, il y a un abondant dégagement d'oxygène et tout le liquide devient brun.

SELS DE BARYUM

- Si, sur une solution de chlorure de baryum, on verse une solution de chromate de potassium, on obtient un précipité jaune laiteux utilisé en peinture.

SELS DE LITHIUM

- Dans un petit creuset en porcelaine, on fait un mélange intime de pentoxyde de vanadium et de carbonate de lithium. On chauffe le creuset au rouge jusqu'à ce que son contenu devienne blanc. On laisse ensuite refroidir puis on dilue dans l'eau ce qui veut bien se diluer. Sur le « lait » blanc ainsi obtenu, on verse quelques gouttes d'acide acétique. On obtient alors une couleur jaune orangée. Deux ou trois gouttes du même acide versées directement dans le creuset donnent un liquide nettement plus rouge. Le même acide versé dans une solution aqueuse incolore (très diluée) de pentoxyde de vanadium ou de carbonate de lithium ne donne aucune coloration. En fait, il s'est formé un vanadate de lithium qui réagit avec l'acide en donnant une coloration jaune-orange à rouge en fonction de la concentration.

- Si, dans une éprouvette, on place un peu de carbonate de lithium puis qu'on verse de l'eau par-dessus, on peut constater que ce carbonate ne se dissout pas. Si, ensuite, on verse très peu d'acide sulfurique, il y a effervescence et transformation en sulfate, ce qui donne un liquide incolore. La même chose se produit avec HCl ou HNO_3. C'est le mode habituel de préparation de certains sels de lithium.

- On prépare une solution relativement concentrée de chlorure de lithium en dissolvant, petit à petit, du carbonate de lithium dans HCl concentré dilué dans son volume d'eau. On stoppe quand le carbonate cesse de réagir et on laisse décanter. On verse un peu de cette solution dans quatre éprouvettes puis on dilue deux d'entre elles dans plus ou moins le double de son volume d'eau. On vide ensuite un peu d'une

solution aqueuse de phosphate de potassium dans deux des éprouvettes contenant le sel sous deux concentrations différentes et on verse dans les deux autres éprouvettes un peu d'une solution aqueuse de carbonate de potassium. Avec les solutions concentrées de chlorure de lithium il peut se produire immédiatement un précipité blanc. Là où se précipité ne se forme pas, il suffit de chauffer jusqu'à ébullition ou même avant pour que se produise un louche blanc. Ce sont là deux réactifs des sels de lithium. L'expérience doit être réalisée avec un chlorure ou un sulfate parce que ces sels se dissolvent bien mieux dans l'eau que le carbonate et permettent donc d'obtenir des solutions plus concentrées.

- Dans une solution diluée de chlorure de lithium, on fait couler quelques gouttes d'une solution aqueuse de nitrate d'argent. Il se forme le précipité habituel changeant de couleur à la lumière que l'on obtient avec les chlorure.

- Dans une petite éprouvette, on place une quantité comme un pois de carbonate de lithium et on la mélange avec une quantité identique de magnésium en poudre. Ensuite, on chauffe. La masse s'enflamme soudain et l'éprouvette, en refroidissant, se fendille et apparaît même parfois déformée en raison de la forte réaction exothermique.

SELS DE STRONTIUM

- Le carbonate de strontium est peu soluble dans l'eau, mais il réagit très bien avec HCl pour former une solution neutre de chlorure de strontium $SrCl_2$.

- On fait passer très longuement des bulles de H_2S dans un flacon posé sur agitateur magnétique et contenant de l'eau mélangée d'un peu de carbonate de strontium. Après avoir laissé reposer, on voit que le liquide a pris une couleur jaune-verdâtre et que le dépôt est gris-vert, voire légèrement bleuté. Il s'est formé du sulfure de strontium.

SELS D'OR

- Si, par l'un ou l'autre moyen, on a obtenu une solution aqueuse de chlorure d'or III dont on craint qu'elle soit mélangé à d'autres chlorures, on peut ajouter à cette solution aqueuse de l'éther puis agiter fortement. Le chlorure d'or se dissolvant mieux encore dans l'éther que dans l'eau, gagnera celui-ci et il suffira alors de décanter puis de laisser évaporer rapidement pour obtenir les cristaux de chlorure d'or.

SELS D'ANTIMOINE

- Si dans une solution chlorhydrique de chlorure d'antimoine on verse de l'eau goutte à goutte, il se forme un précipité blanc qu'une additions de HCl fera aussitôt disparaître.

SILICIURES

- On place un peu de siliciure de calcium dans une éprouvette et on verse ensuite HCl concentré. Il se forme progressivement de petites particules jaunes de sous-oxyde $Si_3H_3O_2$ qu'on appelait jadis silicon.

EXPERIENCES AVEC D'AUTRES SUBSTANCES MINERALES OU ORGANIQUES

- Dans un creuset, on fait chauffer de l'acide borique. Ce dernier fond progressivement en faisant des bulles qui font gonfler la matière. Si l'on triture cette matière molle à l'aide d'une baguette en verre, on peut en détacher des fils comme s'il s'agissait de verre fondu. Il se forme de l'anhydride borique B_2O_3. Attention, le creuset est généralement perdu. Quant à la baguette, elle est elle-même attaquée.

- Si à de l'eau mélangée d'amidon on ajoute un peu d'une solution de NaOH, puis de l'eau iodée, on obtient un liquide mauve ou presque noir selon la quantité d'eau iodée utilisée. Lentement, cependant, le liquide se décolore et devient rougeâtre puis rose. Chauffer accélère la réaction et, à l'ébullition, le liquide devient complètement transparent après avoir pris une apparence laiteuse.

- Si on verse de l'acide nitrique sur de l'acide oxalique sec solide, on obtient un liquide jaune à brun. Il faut parfois chauffer pour obtenir ce résultat.

- Si on chauffe de l'iodoforme avec de l'acide nitrique ou de l'acide sulfurique, dans les deux cas il se dégage rapidement de l'iode. La couleur des deux liquides est bien différente au final.

- Dans une éprouvette, on verse 3 cm d'eau puis deux gouttes d'une solution de $FeCl_2$ et deux gouttes de HCl. La solution doit alors être légèrement jaune. On ajoute de l'acide lactique. La couleur jaune devient plus prononcée.

- Dans une solution aqueuse de tanin, on ajoute quelques gouttes d'une solution aqueuse de NaOH. Le liquide devient orange à rouge. On ajoute ensuite une solution de chlorure ferrique. On obtient ainsi un précipité rouge sang à brun-noir. Si on ajoute enfin HCl, le précipité disparaît.

- Dans une dizaine de cc d'eau phéniquée, on verse quelques gouttes de H_2SO_4, on agite, puis on y laisse tomber des cristaux de nitrate de potassium. On obtient ainsi rapidement une liqueur de couleur cerise qui se modifie ensuite lentement pour passer au brun sale. Une forte odeur agréable est perceptible.

- On chauffe quelques cristaux de menthol dans H_2SO_4 concentré. Le liquide devient rapidement jaune, puis orange et, enfin, rouge sang.

- On dissout moins d'un gramme de thymol dans un centimètre cube d'acide acétique glacial et on y ajoute trois gouttes de H_2SO_4 puis une goutte de HNO_3. Aussitôt, le liquide se colore en bleu canard. Avec le temps, il passe à l'orange tandis que l'éprouvette se remplit de NO_2.

- On prépare une solution d'acide pyrogallique et, séparément, une solution faible de cyanure de sodium. On mélange ensuite les deux. Le liquide prend une couleur jaune à rouge, selon les concentrations. On laisse reposer. Lentement, le liquide se décolore, sauf en surface. On agite alors vivement. Tout le liquide

se colore à nouveau. L'opération peut être répétée deux ou trois fois, mais avec de moins en moins de succès.

- On prépare deux éprouvettes et on y verse de l'eau phéniquée. On y ajoute quelques gouttes d'une solution aqueuse de chlorure ferrique. Le liquide prend une teinte violette. Si on y ajoute ensuite de l'acide acétique, cette coloration disparaît immédiatement. Elle disparaît également, mais plus lentement, si en lieu et place de l'acide acétique on ajoute du glycérol.

- Dans une éprouvette, on place une portion d'à peu près un demi centimètre cube d'urée et on la chauffe. Après liquéfaction et dégagement de NH_3, le liquide transparent devient brusquement solide et blanc. On chauffe toute l'éprouvette afin que tout son contenu prenne la même apparence. On dilue ensuite dans l'eau en écrasant si nécessaire à l'aide d'un gros agitateur en verre plein. On verse ensuite très peu d'une solution de NaOH. Le liquide, laiteux, devient alors complètement transparent. On verse enfin quelques gouttes d'une solution de sulfate de cuivre et on agite énergiquement. Le précipité d'hydroxyde de cuivre qui se forme d'abord disparaît rapidement et la totalité du liquide prend une teinte mauve à violette selon les concentrations.

- Dans un petit ballon, on fait chauffer un peu d'alcool amylique, du bichromate de potassium et un peu de H_2SO_4. Très vite, le liquide se colore en vert puis en bleu-vert tandis qu'une odeur agréable s'échappe du ballon. Elle est constituée d'un mélange d'aldéhyde et surtout d'acide valérianique.

- Dans un petit ballon, on fait chauffer un peu d'alcool amylique, de l'acide sulfurique et de l'acide acétique. Très vite la coloration devient rose puis rouge et, enfin, brune tandis qu'une agréable odeur de poire, formée d'acétate d'amyle, s'échappe du ballon.

REACTIFS ET TRUCS DIVERS

REACTIFS

- S'il est aisé de mettre en évidence les chlorures, bromures, iodures ou sulfates, il est en évidence beaucoup plus difficile d'identifier un phosphate car les différents produits d'analyse classiques ne produisent avec eux ni coloration, ni précipité, ni dégagement gazeux. Le molybdate d'ammonium est souvent signalé, mais il est coûteux et d'un emploi peu aisé me semble-t-il. En revanche, la « liqueur magnésienne » est quant à elle d'une remarquable efficacité et très bon marché. Pour la préparer, on dissout 16 gr de chlorure de magnésium et 20 gr de chlorure d'ammonium dans 160 ml d'eau. Ensuite, on ajoute à ce liquide 80 ml d'ammoniaque en solution concentrée. Ce liquide incolore forme alors un fort précipité blanc de phosphate ammoniaco-magnésien avec les phosphates. Un précipité identique peut survenir avec des orthoarséniates ; mais ces derniers produisent un précipité rouge avec le nitrate d'argent tandis que les phosphates en produisent un blanc. Les deux tests doivent donc toujours être effectués successivement pour acquérir une certitude. Attention : les phosphates alcalins produisent également un précipité blanc avec le chlorure de baryum en solution aqueuse.

- L'oxalate d'ammonium est le réactif idéal des sels de calcium. Il est aisé d'en préparer une solution adéquate. On commence par préparer une solution d'acide oxalique. On la sépare en deux parties, l'une contenant 95% de la solution et l'autre, le reste. On neutralise la plus grande partie par l'ammoniaque de manière à ramener à un PH de 7 et on ajoute ensuite le reste de la solution non neutralisée afin que l'ensemble soit légèrement acide. Tel quel, le réactif est prêt. Versé dans une solution d'un sel de calcium il donne un précipité blanc.

NETTOYAGE

- Pour nettoyer un flacon aux parois duquel s'accrochent diverses substances organiques, on peut y verser une solution alcaline de permanganate de potassium et laisser agir quelques heures. Ensuite, on jette cette solution et on enlève le dioxyde de manganèse qui s'est formé par HCl ou H_2O_2.

TABLE DES MATIERES

Page

INTRODUCTION. 1

EXPERIENCES AVEC DES GAZ. 2

EXPERIENCES AVEC DES METAUX ET DES METALLOIDES. 4

Sodium - Titane - Molybdène - Tungstène - Chrome - Zinc - Aluminium - Magnésium - Cadmium - Mercure - Bore - Phosphore.

EXPERIENCES AVEC DES OXYDES METALLIQUES. 12

Oxyde de calcium - Oxyde de chrome - Oxyde de manganèse - Oxyde de titane - Oxyde de molybdène VI - oxyde de tungstène VI.

EXPERIENCES AVEC D'AUTRES SELS METALLIQUES. 18

Sels d'ammonium, de potassium, de sodium et de calcium - Sels de manganèse et manganates - Sels de titanes et titanates - Sels de molybdène et molybdates - Sels de chrome, chromate et bichromates - Sels d'étain - Sels de cobalt - Sels de baryum - Sels de Lithium - Sels de strontium - Sels d'or - Sels d'antimoine - Siliciures.

EXPERIENCES AVEC D'AUTRES SUBSTANCES MINERALES OU ORGANIQUES. 26

REACTIFS ET TRUCS DIVERS. 28

PAGE BLANCHE